



Уральский
федеральный
университет

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

Институт
фундаментального
образования

ОБЩАЯ ХИМИЯ. БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

GENERAL CHEMISTRY. BASIC LEVEL

Учебное пособие



Министерство образования и науки Российской Федерации
Уральский федеральный университет
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

Общая химия. Базовый уровень

General chemistry. Basic level

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета
в качестве учебного пособия
для студентов вуза, обучающихся по всем
инженерно-техническим направлениям подготовки
по дисциплине «Общая химия»

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2017

УДК 54(075.8)=111=161.1
ББК 24.1я73+81.Англ я73
О-28

Авторы: Г. В. Соловьёва, О. А. Неволина, Т. С. Берсенёва, И. А. Мустаева

Рецензенты: кафедра химии и процессов горения Уральского института Государственной противопожарной службы МЧС России (доц., канд. тех. наук *И. М. Фоминых*); науч. сотр. Института высокотемпературной электрохимии УрО РАН, доц., канд. хим. наук *Е. В. Никитина*

Научный редактор – доц., канд. хим. наук *В. В. Вайтнер*

Общая химия. Базовый уровень = General chemistry. Basic level :
О-28 учеб. пособие / Г. В. Соловьёва, О. А. Неволина, Т. С. Берсенёва,
И. А. Мустаева ; англ. Перевод Т. С. Берсенёвой. – Екатеринбург :
Изд-во Урал. ун-та, 2017. – 182, [2] с. – Загл. парал. рус., англ. –
Текст парал. рус., англ.

ISBN 978-5-7996-1991-6

Учебное пособие предназначено для студентов, обучающихся в УрФУ по большинству инженерно-технических направлений подготовки. Пособие составлено на английском и русском языках и предназначено помочь иностранным студентам адаптироваться к изучению курса химии на русском языке.

В пособии изложены теоретические базовые знания по общей химии, приводятся варианты домашних заданий. Рассмотрено множество примеров, облегчающих их выполнение.

УДК 54(075.8)=111=161.1
ББК 24.1я73+81.Англ я73

ISBN 978-5-7996-1991-6

© Уральский федеральный
университет, 2017

Chapter I. Chemical language

Глава I. Химический язык

1.1. Chemical elements

1.1. Химические элементы

Chemistry is the science of matter and the changes that matter can undergo.

During the initial learning of chemistry, it is often perceived as a difficult subject. First of all, to study chemistry it is necessary to learn special chemical language.

Structural units of the chemical language:

- symbols of the chemical elements (“alphabet letters”);
- formulas of substances (“words”) chemical equations to describe reactions (“sentences”).

There are 114 elements which have been identified until now. Elements 112, 114 and 116 have been recently synthesized, and they have not been named yet. Element 113 has not been obtained yet. Chemical elements (110) are listed in the periodic table (Table 1). Chemists use alphabetic characters to present names

Химия изучает вещества и изменения, которые они претерпевают.

При первоначальном изучении химия часто воспринимается как трудный предмет. Для изучения химии в первую очередь необходимо выучить специальный химический язык.

Структурные единицы химического языка:

- символы химических элементов («буквы алфавита»);
- формулы веществ («слова»); химические уравнения («предложения»).

В настоящее время были идентифицированы 114 элементов. Элементы 112, 114 и 116 были синтезированы недавно, их еще не называли, 113 элемент ещё не открыт. 110 химических элементов перечислены в периодической таблице (табл. 1). Для обозначения элементов химии используют латин-

of elements. Table 1 gives only russian names of elements. Chemical elements differ in their importance for chemistry. Compounds of some elements have the greatest practical application. In the periodic table, these elements are mainly located in periods 1–4. First of all, it is necessary to remember symbols and names of these elements.

✓ *First of all, it is necessary to remember symbols and names of elements located in 1–4 periods of the periodic table.*

About 86 chemical elements occur in nature. The elements differ in their prevalence in nature. Only five elements (oxygen, silicon, aluminum, iron and calcium) form more than 90 % of Earth crust on weight. The content of oxygen makes 45,5 %, silicon – 27,2 %, aluminum – 8,3 %, iron – 6,2 %, and calcium – 4,1 %.

The following elements prevail in a human body: oxygen (65 %), carbon (18 %), hydrogen (10 %), nitrogen (3 %), calcium (1,6 %), phosphorus (1,2 %) mass percentage.

ские буквенные символы. Химические элементы отличаются по своей важности в химии. Соединения некоторых элементов находят большое практическое применение. Главным образом эти элементы расположены в 1–4 периодах таблицы Д. И. Менделеева.

✓ *Нужно запомнить символы и названия элементов, расположенных в 1–4 периодах периодической таблицы.*

В природе существует 86 химических элементов, которые отличаются по своей распространенности. Более чем 90 % земной коры по массе составляют всего пять элементов (кислород, кремний, алюминий, железо и кальций). Содержание этих элементов в процентах по массе: кислород – 45,5 %; кремний – 27,2 %; алюминий – 8,3 %; железо – 6,2 %; кальций – 4,1 %. В человеческом теле преобладают элементы: О, С, Н, N, Са, Р. Содержание в процентах по массе: кислород – 65 %, углерод – 18 %, водород – 10 %, азот – 3 %, кальций – 1,6 %, фосфор – 1,2 %.

Table 1 (Таблица 1)

Periodic table
Периодическая таблица

Периоды	Ряды	Группы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	H 1 Водород 1,008							He 2 Гелий 4,003		
II	2	Li 3 Литий 6,941	Be 4 Бериллий 9,012	B 5 Бор 10,811	C 6 Углерод 12,011	N 7 Азот 14,007	O 8 Кислород 15,999	F 9 Фтор 18,998	Ne 10 Неон 20,179		
III	3	Na 11 Натрий 22,990	Mg 12 Магний 24,305	Al 13 Алюминий 26,982	Si 14 Кремний 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Сера 32,066	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948		
IV	4	K 19 Калий 39,098	Ca 20 Кальций 40,078	21 Sc Скандий 44,956	22 Ti Титан 47,88	23 V Ванадий 50,942	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,847	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,69
	5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,39	Ga 31 Галлий 69,723	Ge 32 Германий 72,59	As 33 Мышьяк 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80		
V	6	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62	39 Y Иттрий 88,906	40 Zr Цирконий 91,224	41 Nb Ниобий 92,906	42 Mo Молибден 95,94	43 Tc Технеций 98,906	47 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,91	46 Pd Палладий 106,42
	7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,41	In 49 Индий 114,82	Sn 50 Олово 118,71	Sb 51 Сурьма 121,75	Te 52 Теллур 127,60	I 53 Иод 126,905	Xe 54 Ксенон 131,29		
VI	8	Cs 55 Цезий 132,905	Ba 56 Барий 137,33	57 La* Лантан 138,906	72 Hf Гафний 178,49	73 Ta Тантал 180,948	74 W Вольфрам 183,85	75 Re Рений 186,207	76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,08
	9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	Tl 81 Таллий 204,383	Pb 82 Свинец 207,2	Bi 83 Висмут 208,98	Po 84 Полоний [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]		
VI	10	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий 226,02	89 Ac* Актиний [227]	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [263]	107 Bh Борий [262]	108 Hs Хассий [265]	109 Mt Мейтнерий [266]	110 Дармштатий [272]

Лантаниды														
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yr	71 Lu	
Актиниды														
90 Th	91 Pa	92 U	93 Nb	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Two elements – oxygen and hydrogen, (especially, the hydrogen cation H^+) play the most important role in chemistry.

The periodic table is a convenient tool to study chemistry, it helps us to predict chemical properties of elements and their compounds.

✓ *When studying chemistry it is important to gain skills in the usage of periodic table.*

The smallest particle of any element is an atom. The atom is the main unit of any element. All the atoms of a single element are identical. Atoms of one element differ from atoms of all the other elements.

Only six noble gases from group 8A of the periodic table (He, Ne, Ar, Kr, Xe and Rn) exist as separate atoms in the nature. Atoms of one element usually combine with each other to form a simple substance. Substances formed by atoms of only one element are called simple.

In any metal (for example, iron or copper) atoms are connected by a special

Особо важную роль в химии играют два элемента – кислород и водород (особенно водородный катион H^+).

Очень удобным инструментом для изучения химии является периодическая таблица. Она позволяет предсказывать химические свойства элементов и их соединений.

✓ *При изучении химии важно научиться использовать периодическую таблицу для предсказания свойств химических элементов и их соединений.*

Мельчайшей частицей любого элемента является атом. Атом – основная единица элемента. Атомы одного элемента идентичны, но отличаются от атомов остальных элементов.

В виде отдельных атомов в природе существует только шесть благородных газов: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Обычно атомы одного элемента объединяются друг с другом, чтобы сформировать простое вещество. Вещества, образованные атомами только одного элемента, называются простыми.

В любом металле (например, железе или меди) атомы соединены особым

type of a chemical bond which is called metal bond. This type of bond causes distinctive physical properties of metals.

Metals are good heat and electricity conductors. Nonmetals are usually bad heat and electricity conductors.

If atoms of elements in simple substances are connected by a metal bond, such elements are classified as metals.

The majority of known elements are metals; only 24 elements are nonmetals.

Nonmetal atoms are connected by covalent chemical bonds in simple substances to form molecules or coordination structures. For example, the simple substance of nitrogen exists as diatomic N_2 molecules. Other elements, which usually exist as diatomic molecules, are hydrogen (H_2), oxygen (O_2), fluorine (F_2), chlorine (Cl_2), bromine (Br_2) and iodine (I_2).

However, silicon exists as a three-dimensional crystal structure as well as diamond is formed of carbon atoms.

The subdivision of elements into metals and nonmetals is important for chemistry, because properties of simple substances and

типом химической связи, которую называют металлической связью. Этим типом связи обусловлены отличительные физические и химические свойства металлов. Металлы, в отличие от неметаллов, являются хорошими проводниками тепла и электричества.

Элементы классифицируют как металлы, если атомы в простых веществах соединены металлической связью.

Большинство известных элементов являются металлами; только 24 элемента – неметаллы.

Атомы неметаллов в простых веществах связаны ковалентными химическими связями с образованием молекул или координационных структур.

Например, азот существует в виде двухатомных молекул N_2 . В виде двухатомных молекул существуют также водород (H_2), кислород (O_2), фтор (F_2), хлор (Cl_2), бром (Br_2) и йод (I_2).

Но, например, кремний существует в виде трехмерной кристаллической структуры, как и алмаз, образованный атомами углерода.

Деление элементов на металлы и неметаллы в химии очень важно, так как свойства простых веществ и со-

compounds of metals and nonmetals significantly differ from each other.

In the modern periodic table nonmetals are concentrated on the right side, nonmetals finish the periods. In the table 2 the nonmetals cells are highlighted in gray.

✓ *It is useful to remember nonmetals*

– they are only 24, other elements are metals.

Nonmetals are conveniently grouped in the modern periodic table (table 2), but it is needed also to find nonmetals in the traditional table. Table. 3 shows the position of nonmetals in the classic table of D. I. Mendeleev.

The majority of elements can interact with other elements to form various compounds.

единений металлов и неметаллов существенно различаются.

В современной периодической таблице неметаллы сконцентрированы в правой стороне, они заканчивают периоды. В табл. 2 ячейки неметаллов выделены серым цветом.

✓ *Полезно запомнить элементы-*

неметаллы, их всего 24, остальные элементы – металлы.

В современной периодической таблице (табл. 2) неметаллы удобно сгруппированы, но их также надо находить в традиционной таблице. Положение неметаллов в классической таблице Д. И. Менделеева представлено в табл. 3.

Обычно элементы, взаимодействуя друг с другом, образуют разнообразные соединения.

Table 2 (Таблица 2)

Modern periodic table
Современная периодическая таблица

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	III A	IVA	VA	VIA	VII A	VII A
I	1 H																2 He	
II	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
III	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
VI	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ns								

Table 3 (Таблица 3)

Nonmetals in the classic table of D. I. Mendeleev
Неметаллы в классической таблице Д. И. Менделеева

Main groups/ periods	IA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
I	H						He
II		B	C	N	O	F	Ne
III			Si	P	S	Cl	Ar
IV			Ge	As	Se	Br	Kr
V				Sb	Te	I	Xe
VI						At	Rn

1.2. Chemical compounds and chemical formulas

1.2. Химические соединения и химические формулы

Nowdays more than 20 million substances are known, and the list is expanding quickly.

A chemical compound consists of two or more elements chemically combined in certain proportions. Any chemical compound has a certain and constant composition.

The atoms in chemical compounds are held together by chemical bonds.

Chemical bonds in compounds are generally divided into two fundamentally different kinds: ionic and covalent.

In reality, however, the bonds in most substances are neither purely ionic nor purely covalent, but they are closer to one of these extremes.

Substances with different kinds of chemical bonds have very different properties.

Ionic compounds consist of positively and negatively charged ions held together by strong electrostatic forces.

Covalent compounds exist in form of

В настоящее время известно более 20 миллионов веществ, и их список быстро растет.

Сложное вещество или химическое соединение состоит из двух или более элементов, химически объединенных в определенных пропорциях. У химических веществ есть определенный и постоянный состав.

Атомы в химических соединениях удерживаются вместе химическими связями.

Химические связи в соединениях обычно делятся на два принципиально различных типа: ионные и ковалентные.

В действительности, однако, связи в большинстве соединений не являются ни чисто ионными, ни чисто ковалентными, но они могут приближаться к соответствующим экстремумам.

Вещества, которые имеют разные типы химических связей, имеют разные свойства.

Ионные соединения состоят из положительно и отрицательно заряженных ионов, удерживаемых вместе сильным электростатическим взаимодействием.

molecules (for example, CO_2 , NH_3 , H_2S), ions (NO_3^- , OH^- , NH_4^+) or three-dimensional structures (SiO_2).

Most (but not all) covalent compounds exist in the shape of molecules.

Molecules

A molecule is a group of atoms, which contains one or more pairs of electrons distributed between two atoms, forms a covalent bond.

The atoms in molecules are held together by the electrostatic attraction between the positively charged nuclei of the bonded atoms and the negatively charged electrons shared by the nuclei.

A molecule is the simplest unit that has the fundamental chemical properties of a covalent compound.

A molecule may contain atoms of one and the same element, or atoms of two or more various elements connected in a certain relation. The vast majority of molecules contain more than two atoms. The molecules containing more than two atoms are called polyatomic molecules.

Ковалентные соединения существуют в форме молекул (например, CO_2 , NH_3 , H_2S), ионов (NO_3^- , OH^- , NH_4^+) или трехмерных структур (SiO_2).

В молекулярной форме существует множество ковалентных соединений.

Молекулы

Молекула – это группа атомов, в которой одна или более пар электронов, распределенных между связываемыми атомами, обеспечивает ковалентные связи между ними.

Атомы в молекулах удерживаются вместе силами электростатического притяжения между положительно заряженными ядрами связываемых атомов и отрицательно заряженными электронами, распределенными между ядрами.

Молекула – простейшая единица, которая имеет основные химические свойства ковалентного соединения.

Молекула может содержать атомы одного элемента или атомы двух или более различных элементов, соединенных в определенных соотношениях. Подавляющее большинство молекул содержит более двух атомов. Такие молекулы называются многоатомными.

The molecular formula of a covalent compound gives the types and numbers of atoms which present in molecule.

Molecules are electrically neutral.

Ions

An ion is an atom or a group of atoms that have a positive or negative electrical charge.

During chemical reactions, the number of positive protons in an atomic nucleus of elements remains the same, but negative electrons can be lost or produced.

Loss of one or more electrons from neutral atoms leads to formation of cations – ions with a positive charge.

For example, the atom of sodium can lose an electron to become a cation of sodium, which is registered as Na^+ .

An anion is an ion, which has a negative charge because of the increase of the electron number. The atom of Cl, for example, can accept an electron to become a chloride ion Cl^- .

The atom can lose or connect more than one electron. Examples of such ions

Молекулярная формула дает точное число атомов каждого элемента, входящего в состав молекулы.

Молекулы электронейтральны.

Ионы

Ион – это атом (группа атомов), имеющий положительный или отрицательный заряд.

Во время химических реакций число положительно заряженных протонов в ядрах атомов элементов остается тем же, но элемент может потерять или приобрести отрицательно заряженные электроны.

Потеря одного или более электронов нейтральным атомом приводит к образованию катионов – ионов с положительным зарядом.

Например, атом натрия может потерять электрон и стать катионом, который записывается как Na^+ .

Анион – это ион, который имеет отрицательный заряд из-за увеличения числа электронов. Например, атом Cl может принять электрон и стать хлоридным ионом Cl^- .

Атом может потерять или присоединить более одного электрона. При-

are Al^{3+} , S^{2-} ions.

Ions are called monatomic ions if they contain only one atom.

Metals tend to form monoatomic cations and nonmetals form monoatomic anions.

Two or more atoms can be united to create an ion, which is charged generally positive or generally negative. Such ions are called polyatomic SO_4^{2-} and NH_4^+ ions contain more than one atom.

Substances are described with chemical formulas.

Chemical formulas

The chemists use chemical formulas to show the composition of molecules and ionic compounds. The formula shows not only the elements that form this compound, but also the ratio between the elements.

Molecular formulas

A molecular formula shows the exact number of the atoms of each element in the smallest unit of substance – a molecule. The subscript index indicates the number of atoms of this element in one molecule. The subscript index can be des-

cribed by such ions – Al^{3+} , S^{2-} .

Ions, containing only one atom, are called monatomic.

Metals have a tendency to form monatomic cations, and nonmetals form monatomic anions.

In addition, two or more atoms can be united to create an ion, which is charged generally positive or generally negative. Such ions are called polyatomic. Examples of polyatomic ions are SO_4^{2-} and NH_4^+ .

Substances are described by chemical formulas.

Химические формулы

Чтобы передавать состав молекул и ионных соединений химики используют формулы. Формула показывает не только элементы, образующие соединение, но и соотношение между ними.

Молекулярные формулы

Молекулярная формула показывает точное число атомов каждого элемента в самой маленькой единице вещества – молекуле. Подстрочный индекс указывает на число атомов данного элемента. Обозначим подстрочный индекс

ignated as i_E .

CO and CO₂ molecules are not identical though they are formed by identical elements of carbon and oxygen, but atoms of these elements are joined in different ratios. All these substances have different chemical properties.

Formulas of ionic compounds

Formulas of ionic compounds are empirical formulas because ionic structures do not consist of discrete molecular units.

For example, solid salt (NaCl) consists of equal quantities of ions Na⁺ and Cl⁻ ions. The ions form a three-dimensional structure (Fig. 1). In such structure, the relations of cations to anions is 1:1. It provides electric neutrality of the compound.

Actually, in the three-dimensional structure each Na⁺ ion is surrounded by six Cl⁻ ions, and each Cl⁻ ion is surrounded by six Na⁺ ions.

In other ionic compounds, the actual structures differ, but the relation of cations and anions always provides electrical neutrality of compounds.

To provide an electric neutrality of ionic compounds, the algebraic sum of

символом i_E .

Молекулы CO и CO₂ не одинаковы, хотя оба оксида образованы теми же элементами, но в разных соотношениях. Различны и свойства этих веществ.

Формулы ионных соединений

Формулы ионных соединений – это не молекулярные, а эмпирические формулы (*формульные единицы*), поскольку ионные структуры не содержат отдельных молекул.

Например, твердая соль NaCl состоит из равных количеств ионов Na⁺ и Cl⁻. Ионы образуют трехмерную структуру (рис. 1). В этой структуре отношение катионов и анионов 1:1. Это обеспечивает электронейтральность соединения.

В действительности в трехмерной структуре каждый ион Cl⁻ окружен шестью ионами Na⁺ и каждый ион Na⁺ окружен шестью ионами Cl⁻.

Структуры разных ионных соединений различаются, но соотношение катионов и анионов всегда обеспечивает электронейтральность.

Чтобы обеспечить электронейтральность соединений, алгебраическая сум-

charges of cations and anions in each formula unit has to be zero.

ма зарядов катионов и анионов в каждой формульной единице должна быть равна нулю.

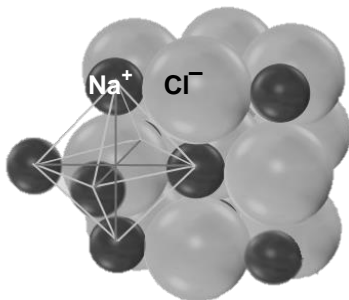


Fig 1. Crystalline three-dimensional structure of the ionic compound NaCl
Рис. 1. Кристаллическая трехмерная структура ионного соединения NaCl

If the charges of the cation and the anion differ, it is necessary to apply the following rule. To carry out the equation put such indexes at a cation and anion that

$$z_c \cdot i_c + z_{An} \cdot i_{An} = 0 \quad (1)$$

In this equation, z_c is cationic charge and z_{An} is the charge of the anion, i_c is the index of cation, i_{An} is the index of the anion. These indexes provide electrical neutrality of ionic compounds. The indices must be the smallest integers.

При составлении формулы ионного соединения, в котором заряды катиона и аниона численно отличаются, у ионов ставят индексы, обеспечивающие электронейтральность. Эти индексы удовлетворяют уравнению:

$$Z_c \cdot i_c + z_{An} \cdot i_{An} = 0 \quad (1)$$

В этом уравнении z_c – это заряд катиона, а z_{An} – заряд аниона, i_c – подстрочный индекс у катиона, i_{An} – подстрочный индекс у аниона. Эти индексы обеспечивают электронейтральность ионных соединений. Индексы должны быть наименьшими целыми числами.

Examples

The formula for the ionic compound that contains Na^+ and O^{2-} ions is Na_2O .

$$(1 \cdot \mathbf{2} + (-2) \cdot \mathbf{1} = 0).$$

The indices are highlighted in bold, we have to find them to carry out the equation. The formula for the ionic compound that contains Ca^{2+} and F^- ions CaF_2 is $(2 \cdot \mathbf{1} + (-1) \cdot \mathbf{2} = 0).$

Formulas of binary covalent molecules and ions

The formulas of diatomic molecules, for example, SO_2 or H_2S , can be built using an equation similar to the equation, which reflects an electroneutrality of ionic compounds. Only in this equation it is necessary to replace the charges of the ions by the oxidation number of elements. Let us designate the oxidation number of the element with X_E .

$$X_{E1} \cdot i_{E1} + X_{E2} \cdot i_{E2} = 0 \quad (2)$$

The oxidation number of oxygen is (-2) .

Примеры составления формул

ионных соединений

Формула ионного соединения, которое содержит катион Na^+ и анион O^{2-} , – Na_2O .

$$(1 \cdot \mathbf{2} + (-2) \cdot \mathbf{1} = 0).$$

Индексы, которые мы должны найти, обозначены в уравнении жирным шрифтом. Формула ионного соединения, которое содержит катион Ca^{2+} и анион F^- : CaF_2 . $(2 \cdot \mathbf{1} + (-1) \cdot \mathbf{2} = 0).$

Формулы бинарных

ковалентных молекул и ионов

Формулы бинарных молекул, например, SO_2 , H_2S , можно составлять, используя уравнение, подобное уравнению для ионных соединений, только в нем необходимо заменить заряды ионов на степени окисления элементов в соединении.

Обозначим степень окисления элемента X_E .

$$X_{E1} \cdot i_{E1} + X_{E2} \cdot i_{E2} = 0 \quad (2)$$

Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна (-2) .

Examples

The formula of N (+4) oxide is NO₂.

$$4 \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0.$$

We find the indices 1 and 2, for which the equation (2) is satisfied.

The formula of the oxide N(+3) is N₂O₃.

$$3 \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0.$$

For diatomic ions it is possible to write the similar equation, but only in the right part of the equation it is necessary to replace 0 with the charge of the ion (z).

$$X_{E1} \cdot i_{E1} + X_{E2} \cdot i_{E2} = z \quad (3)$$

Examples

The formula of the oxoanion N(+3) with a charge (-1) is NO₂⁻.

$$3 \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = -1.$$

The formula of the oxoanion S(+4) with a charge (-2) is SO₃²⁻.

$$4 \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = -2.$$

To write the chemical formula of the binary compound (molecule or ion) we have to find such subscripts (i_E), to satisfy the equation (3).

Usually the indices can be easily seen from the equation (3). For polyatomic molecules, for example H₃PO₄ the equation given above can be written in the following way:

$$\sum i_E \cdot X_E = 0 \quad (4)$$

Примеры формул ковалентных оксидов

Формула оксида азота (+4): NO₂.

$$4 \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0.$$

Индексы в формуле: 1 и 2.

Формула оксида N(+3) – N₂O₃.

$$3 \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0.$$

Для двухатомных ионов можно записать похожее уравнение, но только в правой части надо заменить 0 на заряд иона (z).

$$X_{E1} \cdot i_{E1} + X_{E2} \cdot i_{E2} = z \quad (3)$$

Примеры формул оксоанионов

Формула оксоаниона N(+3) с зарядом (-1) – NO₂⁻.

$$3 \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = -1.$$

Формула оксоаниона S(+4) с зарядом (-2): SO₃²⁻.

$$4 \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = -2.$$

Чтобы записать химическую формулу бинарного соединения – молекулы или иона, нужно подобрать такие индексы, чтобы уравнение (3) выполнялось.

Обычно нетрудно заметить, каковы эти индексы. Для многоатомных молекул, например H₃PO₄, приведенное выше уравнение можно записать в виде

$$\sum i_E \cdot X_E = 0 \quad (4)$$

In this equation, the subscript belongs to each of the elements, which form a molecule, and summation is carried out on all elements. The equation (4) for the phosphoric acid is written as

$$1 \cdot 3 + 5 \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0.$$

However, in this case it is difficult to find subscripts for each element even if the oxidation number of the elements is known. It is necessary to attract other knowledge to receive a molecular formula. It is advisable to remember the formulas of the most common acids.

Formulas of acids

The formulas of binary acids (HCl, H₂S) have the general form H_iE.

Typically, the formulas of oxoacids include three elements beside the main element, for example P or S, they include H and O.

✓ *It is necessary to remember formulas and names of the most common acids and their anions.*

В этом уравнении суммирование произведений индекса на заряд производят по всем элементам.

Для H₃PO₄ это уравнение имеет вид

$$1 \cdot 3 + 5 \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0.$$

Однако в этом случае трудно найти индексы для каждого элемента, даже, если известны степени окисления элементов. Приходится привлекать другие знания для составления молекулярной формулы. Целесообразнее запомнить формулы наиболее распространенных кислот.

Формулы кислот

Формулы бинарных кислот (HCl, H₂S) имеют общий вид H_iE.

Типичные формулы оксокислот включают три элемента, кроме главного, например, Р или S, они содержат Н и О.

✓ *Необходимо запомнить формулы и названия наиболее распространенных кислот и их анионов. Формулы и названия приведены в табл. 4.*

Table 4 (Таблица 4)

Formulas and names of the most common acids and their anions
 Формулы и названия наиболее распространенных кислот и их анионов

Acid formula	Name	Formula of anion	Name
HCl	Hydrochloric acid (соляная)	Cl^-	Chloride (хлорид)
HF	Hydrofluoric acid (плавиковая)	F^-	Fluoride (фторид)
H_2S	Hydrosulfuric acid (сероводородная)	S^{2-}	Sulfide (сульфид)
H_2SO_4	Sulfuric acid (серная)	SO_4^{2-}	Sulfate (сульфат)
H_2SO_3	Sulfurous acid (сернистая)	SO_3^{2-}	Sulfite (сульфит)
H_2CO_3	Carbonic acid (угольная)	CO_3^{2-}	Carbonate (карбонат)
HNO_3	Nitric acid (азотная)	NO_3^-	Nitrate (нитрат)
HNO_2	Nitrous acid (азотистая)	NO_2^-	Nitrite (нитрит)
H_3PO_4	Phosphoric acid (фосфорная)	PO_4^{3-}	Phosphate (фосфат)
HClO_4	Perchloric acid (хлорная)	ClO_4^-	Perchlorate (перхлорат)
HAc (CH_3COOH)	Acetic acid (уксусная)	Ac^-	Acetate (ацетат)
HCN	Cyanic acid (синильная)	CN^-	Cyanide (цианид)

Note, that hydrogen takes the first place in the formula of any acid. Acids, wherein hydrogen is attached to oxygen are called oxoacids.

Обратите внимание, что в формуле любой кислоты на первом месте стоит водород. Кислоты, в которых водород присоединен к кислороду, называют оксокислотами.

Hydrogen is at the first place in the formula of the oxoacid, then the element and oxygen stay.

The number of the hydrogen atoms is equal to the charge of the anion.

In industry, four acids are produced in a very large scale: H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HCl .

✓ *The formulas of the acids H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HCl should be remembered good. They are often used in chemical practice.*

Formulas of bases

Most bases have a general formula $M(OH)_Z$. The number of hydroxide ions is equal to the charge of the metal cation.

Therefore, if we know the charge of the metal cation, we can easily write the formula of any base.

For Example, formula hydroxide $Mn(+2) - Mn(OH)_2$.

In the industry, three bases are produced in a very large scale: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$. The slightly soluble base $Ca(OH)_2$ is prepared by dissolving CaO

В формуле оксокислот на первом месте стоит водород, затем элемент, затем кислород.

Число атомов водорода равно заряду иона.

В промышленности в очень больших масштабах производят четыре кислоты: H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HCl .

✓ *Формулы кислот H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HCl следует хорошо запомнить, они часто используются в химической практике.*

Формулы оснований

Большинство оснований имеют формулу $M(OH)_Z$. Число гидроксильных ионов равно заряду катиона металла и часто, равно степени окисления металла.

Таким образом, если мы знаем заряд катиона металла или его степень окисления, мы легко запишем формулу любого основания.

Например, формула гидроксида $Mn(+2) - Mn(OH)_2$.

В промышленности в больших масштабах производят основания $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$. Малорастворимое основание $Ca(OH)_2$ получают рас-

in water. Calcium oxide is obtained by heating decomposition of the natural of carbonates CaCO_3 , because Ca(OH)_2 is a very cheap base.

творением в воде оксида CaO . Оксид получают термическим разложением природного карбоната CaCO_3 , поэтому Ca(OH)_2 очень дешевое основание.

✓ *The formulas of the common bases*

NaOH , KOH , Ca(OH)_2 should be good to remembered.

✓ *Формулы наиболее распростра-*

ненных оснований NaOH , KOH , Ca(OH)_2 следует хорошо запомнить.

Acids and bases interact with each other to form salts and water.

Кислоты и основания взаимодействуют друг с другом с образованием солей и воды.

Example

The base of Ca(OH)_2 and phosphoric acid H_3PO_4 form calcium phosphate and water.

Пример

Основание Ca(OH)_2 и фосфорная кислота H_3PO_4 образуют фосфат кальция и воду.

Formulas of salts

Salts are compounds consisting of cations, typically metal cations and acid anions.

Most salts are the ionic compounds. Their formulas are easily made using the equation (1):

$$z_C \cdot i_C + z_{An} \cdot i_{An} = 0 \quad (1)$$

The formula of calcium phosphate is $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. The charge of the calcium ion is +2, and the charge of the phosphate ion is (−3), therefore.

The equation (1) can be written:

Формулы солей

Соли – это соединения, состоящие из катиона, обычно из катиона металла, и аниона кислоты.

Большинство солей – это ионные соединения, и их формулы составляются как формулы ионных соединений с помощью уравнения (1):

$$z_C \cdot i_C + z_{An} \cdot i_{An} = 0 \quad (1)$$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – формула фосфата кальция. Заряд иона кальция равен +2, а заряд фосфат-иона равен (−3).

Запишем уравнение (1) как:

$$2 \cdot 3 + (-3) \cdot 2 = 0.$$

It is easy to see, the equation is satisfied if the indices are 3 and 2.

Chemical interactions are described by chemical equations.

$$2 \cdot 3 + (-3) \cdot 2 = 0.$$

Уравнению удовлетворяют индексы 3 и 2:

Химические взаимодействия описывают химическими уравнениями.

1.3. Chemical reactions and chemical equations 1.3. Химические реакции и химические уравнения

Chemical reactions are processes in which substances are converted to one or more other substances with different compositions and properties.

Chemical equations are expressions that identify the substances involved in the reaction and give their quantity, expressed in moles.

A chemical equation shows the starting compound(s) – the reagents – on the left and the products – on the right, separated by symbol = or \rightarrow .

The number of atoms of each element and the charge are stored in the chemical reaction, in other words, the laws of conservation of mass and charge are satisfied.

To correspond with the law of conservation it is necessary to put stoichiometrical coefficients before the substances. Stoichiometric coefficients are gener-

Химические реакции – это процессы, в которых вещество (или вещества) превращаются в новые вещества с другим составом и свойствами.

Химические уравнения – это выражения, которые идентифицируют вещества, участвующие в реакции, и указывают на количества этих веществ, выраженные в молях.

В химическом уравнении слева показывают исходные вещества (реагенты), а справа – продукты, разделенные знаком = или \rightarrow .

В химической реакции сохраняется количество атомов каждого элемента и заряд, то есть выполняются законы сохранения массы и заряда.

Чтобы соответствовать законам сохранения, надо поставить *стехиометрические коэффициенты* перед веществами. В общем виде коэффициенты

ally denoted by $\nu(R)$.

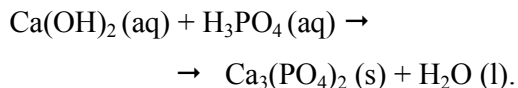
In the balanced chemical equation, the numbers of atoms of each element and the total charge are the same on both sides of the equation.

In chemical equations the physical state of substances should be indicated by the symbols: “s” – solid, “g” – gas, “l” – liquid, “aq” – substance in the aqueous solution, but in practice this information is often not shown.

Any chemical equation shows what happens during the chemical reaction and allows calculating the quantities of compounds produced or consumed in a chemical reaction.

Writing Chemical Equations

Let us give an example of the description of the interaction of $\text{Ca}(\text{OH})_2$ with H_3PO_4 by means of the chemical equation.



Let us also write an arrow between two parts.

It is not a chemical equation, because there is not the same number of atoms of each element on the left and the right.

обозначают символом $\nu(R)$.

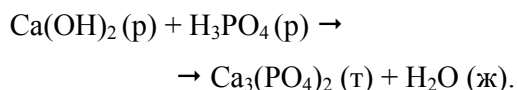
В сбалансированном химическом уравнении количество атомов каждого элемента и общий заряд одинаковы в левой и правой части уравнения.

В химических уравнениях следует указывать агрегатное состояние веществ, используя обозначения: «т» – твердое, «г» – газ, «ж» – жидкое, «р» – вещество в растворе. Но на практике эту информацию нередко опускают.

Химическое уравнение показывает, что происходит во время химической реакции, а также позволяет рассчитывать количество и массу израсходованных и полученных веществ.

Составление химических уравнений

Опишем взаимодействие $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 химическим уравнением.



Между двумя частями первоначально поставим стрелку.

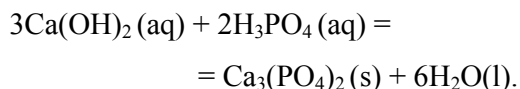
Сделанная запись не является химическим уравнением, потому что число атомов каждого из элементов справа и слева неодинаково.

In order to achieve the same number of atoms, it is necessary to choose the coefficients.

We have to put the coefficient 3 before $\text{Ca}(\text{OH})_2$ and the coefficient 2 before H_3PO_4 to smooth the number of the anions PO_4^{3-} . We can balance polyatomic ions as a unit. In our case, we balance PO_4^{3-} ion as a unit.

As a rule, the atoms H and O are balancing last. Let us put the coefficient 6 before H_2O .

As a result, we will receive the following chemical equation:



In this equation there are 3 Ca^{2+} cations and 2 anions PO_4^{3-} , 12 H-atoms and 6 O-atoms.

In certain cases, it is quite simple to find coefficients, but in many cases, certain techniques of writing the equations are necessary.

The methods of writing chemical equations will be considered in detail in other chapters in connection with the peculiari-

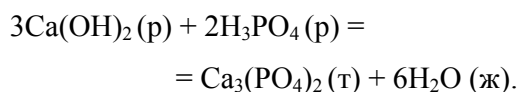
Чтобы добиться одинакового количества атомов, надо подобрать коэффициенты.

Мы должны поставить коэффициент 3 перед $\text{Ca}(\text{OH})_2$, чтобы одинаковым было количество катионов Ca^{2+} , и коэффициент 2 перед H_3PO_4 , чтобы было одинаковым количество анионов PO_4^{3-} .

Заметим, что многоатомные ионы (у нас PO_4^{3-}) можно балансировать как единое целое.

Атомы H и O, как правило, балансируют последними. Поставим коэффициент 6 перед H_2O .

В итоге получим уравнение:



Теперь в уравнении 3 катиона Ca^{2+} , 2 аниона PO_4^{3-} , 12 атомов H и 6 атомов O.

Иногда коэффициенты подобрать довольно просто, но во многих случаях необходимы определенные методики по составлению уравнений.

Методы записи химических уравнений будут рассматриваться подробно в других главах в связи с особенно-

ties of the different types of reactions.

To understand the behaviour of chemical substances we have to understand the atom structures of the elements.

стями различных типов реакций.

Для того чтобы понять поведение различных химических веществ, надо прежде всего разобраться с тем, как устроены их атомы.

Chapter 2. Atom structure of chemical elements. The periodic table

Глава 2. Строение атомов элементов. Периодическая таблица

2.1. Atom structure of chemical elements 2.1. Строение атомов химических элементов

An atom is the smallest unit of either an element that is capable of alone existence, or in chemical combination with other atoms of the same or another element.

The atom consists of the nucleus and the electrons.

The nucleus of an atom consists of protons and neutrons, and it is positively charged. The nucleus of protium ${}^1_1\text{H}$ consists of a single proton.

The charge on a proton is positive and of equal magnitude, but has the opposite sign to that on a negatively charged electron. The charge on a proton is $1,6 \cdot 10^{-19}$ C. Neutrons have no charge. The mass of proton is 1,0073 a.e.m. = $1,6 \cdot 10^{-27}$ kg. A neutron and a proton have approximately the same mass.

Атом – это мельчайшая частица элемента, которая способна либо к самостоятельному существованию, либо к существованию в комбинации с другими атомами этого же элемента или в комбинации с атомами других элементов.

Атом состоит из ядра и электронов.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, и только ядро протия содержит лишь один протон. Ядро положительно заряжено.

Заряд протона положителен и равен по величине, но противоположен по знаку заряду электрона и равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Масса протона равна 1,0073 а.е.м. = $1,6 \cdot 10^{-27}$ кг. Нейтрон не имеет заряда, а его масса приблизительно равна массе протона.

The main characteristic that individualizes a chemical element is a number of protons in the nucleus of the atom of this element. The number of the protons in the nucleus of the atom of this element is equal to the number of an element in periodic table.

The isotopes of the same element consist of different numbers of neutrons, in other words, the isotopes of the element differ in mass.

In comparison with the mass of the proton and neutron, the electron mass is negligible.

Nearly all the mass of an atom is concentrated in the nucleus, but the volume of the nucleus is only a tiny fraction of that of the atom; the radius of the nucleus is about 10^{-15} m. The radius of the nucleus is about 10^{-10} m. The density of the nucleus mass is very large.

The electrons occupy the space around the nucleus. Electrons in an atom differ from each other. According to the quantum theory describing an electron in an atom, the electron can be characterized by four quantum numbers.

Главная характеристика, которая индивидуализирует химический элемент, – это число протонов в ядре его атома. Число протонов в ядре атома данного элемента совпадает с порядковым номером элемента в периодической таблице.

Изотопы одного и того же элемента различаются числом нейтронов в ядре и массой.

По сравнению с массой протона и нейтрона масса электрона пренебрежимо мала.

Почти вся масса атома сосредоточена в ядре, но объем ядра значительно меньше объема атома, радиус ядра атома приблизительно равен 10^{-15} м, а порядок радиусов атомов $\sim 10^{-10}$ м. Плотность массы в ядре чрезвычайно высока.

Электроны занимают пространство около ядра. Электроны в атоме отличаются друг от друга. В соответствии с квантовой механикой электроны в атоме индивидуализируют с помощью четырех квантовых чисел.

Quantum numbers

The area inside the atom in which the electron can be detected with a certain degree of probability, is called atomic orbital (AO).

More strictly, the atomic orbital is a wave function; it describes an electron in atom. Each wave function is the solution of the equation of Schrödinger. These solutions of the equation are numbered by means of quantum numbers.

The atomic orbital and the electron on it are described by three quantum numbers. These quantum numbers are designated as n , l , and m_l : n is called the principal quantum number, l is the orbital angular momentum quantum number, or shortly called orbital quantum number, m_l is called the magnetic quantum number.

Each quantum number characterizes physical properties of an electron.

The principal quantum number n characterizes energy. The smaller n is, the more strongly the electron is connected to the nucleus. In addition, n indicates the orbital size, the bigger n is, the more diffused the orbital is; the smaller n is, the more compact the orbital is.

Квантовые числа

Область внутри атома, в которой электрон может быть обнаружен с определенной степенью вероятности, называют атомной орбиталью (АО).

Атомная орбиталь – это волновая функция, которая является решением уравнения Шредингера. Эти решения можно представить не в математической форме, а пронумеровать с помощью квантовых чисел.

Атомная орбиталь и находящийся на ней электрон описываются тремя квантовыми числами. Эти квантовые числа обозначаются n , l , m_l : n – главное квантовое число, l – квантовое число углового момента количества движения (орбитальное число); m_l – магнитное квантовое число.

Каждое квантовое число характеризует физические свойства электрона. Число n характеризует энергию. Чем n меньше, тем сильнее электрон привязан к ядру. Также n указывает на размер орбитали – чем n больше, тем более диффузна орбиталь, чем n меньше, тем орбиталь компактнее.

The orbital quantum number l characterizes the value of orbital angular momentum. The value of l also indicates the shape of the orbital.

The magnetic quantum number m_l marks the orientation of angular momentum and indicates the orientation of the orbital. The main quantum number n accepts integer values. Possible values of other quantum numbers are interdependent.

So quantum number l accepts integer values from 0 to $(n - 1)$, and m_l accepts integer values from $(-l)$ through 0 to $+l$.

So each n value corresponds with a certain set of orbitals. It is common practice to refer orbitals with certain l values with letters:

- 1) the orbital with $l = 0$ is s -orbital;
- 2) the orbital with $l = 1$ is p -orbitals;
- 3) the orbital with $l = 2$ is d -orbitals;
- 4) the orbital with $l = 3$ is f -orbital.

To define the state of an electron two quantum numbers are needed in addition to the three quantum numbers – s and m_s ($s = 1/2$ and m_s may take only two values: $+1/2$ and $(-1/2)$).

Орбитальное число l указывает на величину орбитального углового момента и на форму орбитали.

Магнитное квантовое число m_l указывает на ориентацию орбитали. Главные квантовые числа – это целые положительные числа: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 и т. д. Возможные значения других квантовых чисел взаимосвязаны.

Так орбитальное число l принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$. Магнитное орбитальное число принимает целочисленные значения от $(-l)$ через 0 до $+l$.

Так, каждому значению n соответствует набор орбиталей. Орбитали с определенными значениями l принято обозначать следующим образом:

- 1) $l = 0$ – s -орбиталь;
- 2) $l = 1$ – p -орбиталь;
- 3) $l = 2$ – d -орбиталь;
- 4) $l = 3$ – f -орбиталь.

Чтобы определить состояние электрона в дополнение к трем квантовым числам, используют еще два квантовых числа: спин s (s имеет только значение $1/2$) и магнитное спиновое число m_s , которое принимает всего два

It is common to say that the state of the electron in the atom is characterized by four quantum numbers, namely n , l , m_l , and m_s .

In a hydrogenic atom, all orbitals with the same value of n have the same energy.

The principal quantum number determines the energy level. Energy levels with $n = 1, 2, 3, \dots$ are commonly referred to as K, L, M .

In multielectronic atoms their energy depends not on n but also on l because of the mutual influence of the electrons. The n value defines the energy level and the l value – the energy sublevel.

The shell with $n = 1$ consists of just one sublevel, with $n = 2$ consists of two sublevels, with $n = 3$ consists of three sublevels, with $n = 4$ consists of four sublevels.

It is common practice to refer to each sublevel by letters: s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$), f ($l = 3$).

значения: $+1/2$ и $(-1/2)$.

Таким образом, электрон описывается четырьмя квантовыми числами n , l , m_l , and m_s .

Энергия электрона в водородоподобном атоме определяется только значением n .

Главное квантовое число определяет энергетический уровень. Энергетические уровни часто обозначают буквами K ($n = 1$), L ($n = 2$), M ($n = 3$), \dots .

В многоэлектронных атомах из-за взаимного влияния электронов их энергия зависит не только от n , но и от значения l . Значение n определяет энергетический уровень, а значение l – энергетический подуровень.

Число энергетических уровней зависит от значения n . Квантовый слой с $n = 1$ имеет один подуровень. Слой со значением $n = 2$ имеет два подуровня, у слоя со значением $n = 3$ есть три подуровня, а у слоя со значением $n = 4$ – четыре.

Энергетические подуровни обычно обозначаются буквами s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$) и f ($l = 3$).

Many-electron atoms

Many-electron atom is an atom with more than one electron.

The ground-state electron configuration is a specification of the orbital occupation of an atom in its lowest energy state.

The Pauli exclusion principle forbids more than two electrons to occupy a single orbital. Electrons on one and the same orbital have to differ by the magnetic number m_s .

That is why the Pauli exclusion principle can be stated in the following way: no two electrons can have the same four quantum numbers n, l, m_l, m_s .

Electron configurations for atoms in the ground state

Electron configuration is defined by the way of electronic distribution among the various atomic orbitals.

Rules for writing electron configurations for atoms in the ground state

1. The number of electrons in an atom is equal to its atomic number Z in the

Многоэлектронные атомы

Многоэлектронные атомы имеют более одного электрона.

Электронная конфигурация основного состояния определяется тем, что электроны занимают орбитали с наименьшей энергией.

В соответствии с принципом исключения Паули одну орбиталь могут занимать не более двух электронов. Электроны, занимающие одну орбиталь, должны отличаться значениями магнитного спинового числа m_s .

Поэтому принцип исключения Паули может быть сформулирован так: в атоме нет двух электронов с одинаковым набором четырех квантовых чисел n, l, m_l, m_s .

Электронная конфигурация атомов в основном состоянии

Электронная конфигурация (электронная формула элемента) определяется тем, в какой последовательности электроны занимают атомные орбитали.

Правила записи электронных формул элементов

1. Общее число электронов в атоме совпадает с числом протонов в ядре

periodical table.

2. The electrons in the ground state occupy the orbital with the lowest energy. The smaller the n value is, the lower energy is. In many-electron atoms the sequence of energy sublevels in the ascending order has the following form:

$$s < p < d \sim f.$$

3. There are no more than two electrons (Pauli principle) on each orbital.

4. Hund's rule: when more than one orbital has the same energy, electrons occupy separate orbitals. The occupation of separate orbitals of the same value of l (such as a p^x orbital and a p^y orbital) can be understood in terms of the weaker repulsive interactions that exist between electrons occupying different space (electrons in different orbitals) than between those occupying the same space (electrons in the same orbital).

Examples of electron configurations

H: $1s^1$; He: $1s^2$;

Li: $1s^2 2s^1$; Be: $1s^2 2s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1 \dots$;

O: $1s^2 2s^2 2p^4$; ... Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$;

и, соответственно, с порядковым номером элемента в периодической таблице.

2. Электроны в основном состоянии атома занимают орбитали с наименьшей энергией. Чем меньше значение n , тем меньше энергия. Во многоэлектронных атомах последовательность энергетических подуровней в порядке возрастания энергии имеет вид

$$s < p < d \sim f.$$

3. На каждой атомной орбитали не может быть более двух электронов (принцип Паули).

4. Правило Хунда (Гунда): если есть орбитали с одинаковой энергией (p^x, p^y, p^z), то электроны занимают разные орбитали. Это можно объяснить тем, что взаимное отталкивание электронов ослабляется, если они занимают разные области в пространстве.

Примеры электронных формул

H: $1s^1$; He: $1s^2$;

Li: $1s^2 2s^1$; Be: $1s^2 2s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1 \dots$;

O: $1s^2 2s^2 2p^4 \dots$; Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$;

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; ... Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; ...
Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

The electron configuration $1s^2 2s^2 2p^6$ is the formula of noble gas Ne, so we can simplify the electron configuration of Na by writing Na: $[\text{Ne}] 3s^1$, where $[\text{Ne}]$ denotes the “neon core”. Similarly, we can write the electron configuration of K ($Z = 19$) as K: $[\text{Ar}] 4s^1$.

The placement of the electrons in the $4s$ orbital rather than in the $3d$ orbital is strongly supported by experimental evidence. The following comparison also suggests that this is the correct configuration. The chemistry of K is very similar to that of Li and Na. The outermost electron of both Li and Na is in an s orbital, therefore, we expect the last electron in atom of K occupies the $4s$ rather than the $3d$ orbitals.

The elements from scandium ($Z = 21$) to zinc ($Z = 30$) are transition metals.

Transition metals either have incompletely filled d sublevels or readily give rise to cations that have incompletely filled d -sublevels.

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; ... Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; ...
Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Поскольку $1s^2 2s^2 2p^6$ – это формула благородного газа Ne электронную формулу Na иногда записывают так: $[\text{Ne}] 3s^1$. Подобным образом электронная формула K выглядит так: $[\text{Ar}] 4s^1$.

Размещение электронов на $4s$ -орбитали прежде, чем на $3d$ -, обусловлено тем, что у элементов, стоящих в начале периода, энергия $4s$ -орбитали меньше, чем у $3d$ -орбитали.

Размещение электронов у металлов 1A-подгруппы периодической таблицы на ns -орбиталях соответствует тому факту, что химия Li и Na подобна, и, надо полагать, элементы должны иметь подобные конфигурации.

Элементы от Sc ($Z = 21$) до Zn ($Z = 30$) называют переходными металлами.

Переходные металлы имеют атомы либо с не полностью заполненными d -орбиталями, либо легко образуют катионы с не полностью заполненным d -подуровнем.

Spectroscopy shows that the energy of the ns orbitals of transition metals is higher than $(n - 1) d$, but the electrons first of all occupy the $4s$ -orbital, not the $3d$ -orbitals. The explanation for this order is that the occupation of the orbitals of higher energy can result in a reduction in the repulsions between electrons that would occur if the lower energy $3d$ -orbitals were occupied. It is essential when assessing the total energy of the electrons to consider all contributions to the energy of a configuration, not merely the one-electron orbital energies.

Spectroscopic data show that the ground-state configuration of these atoms is $3d^n 4s^2$.

For the cations of the transition elements, the removal of electrons reduces the complicating effects of electron–electron repulsions and the $3d$ -orbital energies fall well below that of the $4s$ -orbitals. Consequently, all cations have $(n - 1) d^n$ configuration and no electrons in the outermost ns orbital.

For example, the configuration of Fe is $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ whereas that of Fe^{2+} is $[\text{Ar}]3d^6$, Fe^{3+} is $[\text{Ar}]3d^5$.

The first transition metal series are

Спектроскопия показывает, что энергия ns -орбиталей у переходных элементов выше, чем энергия $(n - 1) d$ -орбиталей, тем не менее, у переходных металлов ns -подуровень всегда заполнен двумя электронами (иногда одним), и лишь затем заполняются $(n - 1) d$ -орбитали. Это, возможно, связано с понижением общей энергии атома из-за ослабления вклада отталкивания электронов с одинаковыми спинами на $(n - 1) d$ -орбиталях, когда два электрона размещаются на внешней орбитали.

Спектроскопические данные показывают, что $3d^n 4s^2$ – конфигурация атомов d -элементов в основном состоянии.

Катионы переходных металлов всегда имеют конфигурацию $(n-1)d^x ns^0$.

Конфигурация Fe: $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$, катион Fe^{2+} имеет конфигурацию: $[\text{Ar}]3d^6$, Fe^{3+} : $[\text{Ar}]3d^5$.

У элементов от Sc до Cu, образу-

from Sc to Cu. In this series, additional electrons are placed in the $3d$ orbitals, according to Hund's rule.

However, there are two irregularities. The electron configuration of chromium ($Z = 24$) is $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ and Cu: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$. The reason for these irregularities is that a slightly greater stability is associated with the half-filled ($3d^5$) and completely filled ($3d^{10}$) sublevels.

After transition metals the elements are placed in the $4p$ orbitals, the period ends with inert gas Kr ($Z = 36$).

The electron configurations of elements in the fifth period are similar to the electron configurations of the elements in the fourth period. The sixth period consists of 32 elements.

After La ($Z = 57$) with configuration $[\text{Xe}] 5d^1 6s^2$ there are 14 elements known as the lanthanides, or rare earth series [cerium ($Z = 58$) to lutetium ($Z = 71$)]. In this series, the added electrons are placed in $4f$ -orbitals.

Electron configurations:

Hf ($Z = 72$): $4f^{14} [\text{Xe}] 5d^1 6s^2$,

Au: $4f^{14} [\text{Xe}] 5d^{10} 6s^1$.

In the seventh period after Ac ($Z = 89$)

яющих первый ряд переходных элементов, происходит заполнение $3d$ -орбиталей в соответствии с правилом Хунда.

Однако есть два исключения:

электронная конфигурация Cr: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ и Cu: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$. Возможной причиной является повышенная стабильность полностью или наполовину заполненного d -подуровня.

После переходных металлов у элементов четвертого периода идет заполнение $4p$ -орбиталей, период завершается благородным газом Kr ($Z = 36$).

Электронные формулы элементов пятого периода аналогичны формулам элементов четвертого периода. В шестом периоде – 32 элемента.

После La ($Z = 57$) идут 14 элементов от Ce ($Z = 58$) до Lu ($Z = 71$). Эти элементы известны как лантаниды или редкоземельные металлы. У них идет заполнение $4f$ -орбиталей.

Электронные конфигурации:

Hf ($Z = 72$): $4f^{14} [\text{Xe}] 5d^2 6s^2$,

Au: $4f^{14} [\text{Xe}] 5d^{10} 6s^1$.

В седьмом периоде после Ac ($Z=89$)

$5d^1 6s^2$ there are 14 elements known as is the actinide series, which start with Th ($Z = 90$) to Lr ($Z = 103$).

In this series, the added electrons are placed in $5f$ orbitals. After the $5f$ -sublevel is completely filled, the next electron enters the $6d$ -sublevel.

Most of these elements are not found in the nature but have been synthesized. The seventh period is not complete.

Valence electrons

The outer electrons of an atom, which are those involved in chemical bonding, are called the valence electrons.

The same number of valence electrons is associated with the similarity in the chemical behavior of the elements in each group.

Depending on the electronic structure of atoms, elements are generally divided into s -, p -, d -, f - elements, according to the type of orbitals, which are filled with the last ones.

The valence electrons are: s -elements are ns^1 , or ns^2 ; p -elements are $ns^2 np^x$; d -elements are $(n-1) d^x ns^2$, x is determined by counting from the third group to this

идут 14 элементов от Th ($Z = 90$) до Lr ($Z = 103$).

Их называют актинидами. В этой серии дополнительные электроны размещаются на $5f$ -орбиталях. После $5f$ -подуровня электроны приходят на $6d$ -подуровень.

Большинство актинидов было синтезировано и не найдено в природе. Седьмой период не завершен.

Валентные электроны

Внешние электроны атома, которые участвуют в образовании связей, называются валентными электронами.

Наличие одинакового числа валентных электронов связывают со сходством в химическом поведении элементов в каждой из групп.

В зависимости от электронной структуры атомов элементы обычно подразделяют на s -, p -, d -, f -элементы в соответствии с типом орбиталей, которые заполняются последними.

Валентные электроны: s -элементов – ns^1 или ns^2 ; p -элементов – $ns^2 np^x$; d -элементов – $(n-1) d^x ns^2$, x отсчитывается от третьей группы в традицион-

element in the same period.

Examples of the formulas of the valence electrons

Element P ($Z = 15$). This is the p-element of the third period, and of VA (15) group of the periodic table. The formula of the valence electrons is $3s^23p^3$.

Element Ti ($Z = 22$). This is the d-element of the fourth period and of the IVB (4) group in the periodic table. The formula of the valence electrons is $3d^24s^2$.

Element Ba ($Z = 56$). This is the s-element of the sixth period and of the IIA (2) group in the periodic table. The formula of the valence electrons is $6s^2$.

✓ *It is important to remember the*

general formula for the valence electrons for s-, p-, d-elements. You must acquire the skills to write the formulas of the valence electrons for any element, as the chemical properties of an element are determined by the formula of its valence electrons.

ной таблице.

Примеры формул валентных электронов для различных элементов

Элемент Р ($Z = 15$). Это р-элемент третьего периода и VA (15) группы периодической таблицы. Формула валентных электронов – $3s^23p^3$.

Элемент Ti ($Z = 22$). Это d-элемент четвертого периода и IVB (4) группы периодической таблицы. Формула валентных электронов: $3d^24s^2$.

Элемент Ba ($Z = 56$). Это s-элемент шестого периода и IIA (2) группы периодической таблицы. Формула валентных электронов: $6s^2$.

✓ *Следует хорошо запомнить*

общие формулы для валентных электронов у s-, p- и d-элементов и приобрести устойчивые навыки записи формул валентных электронов для любого элемента, поскольку химические свойства элемента определяются именно его валентными электронами.

2.2. The structure of the periodic table

2.2. Структура периодической таблицы

In 1869 D. I Mendeleev arranged the known elements in the table according to the increasing of their atomic weight, so that elements with similar chemical properties were arranged into vertical columns.

The periodic table consists of vertical columns – groups and horizontal lines – periods.

Now it is possible to explain the structure of the periodic table from the point of view of the electron structure of atoms.

The elements in the periodic table are arranged according to the increasing of the number of protons. It coincides with the number of the element in the periodic table Z . This number also indicates the number of electrons in the electroneutral atom of the element. Now it is recognized that periodicity is a consequence of the periodic variation in electronic configurations.

Д. И. Менделеев в 1869 году разместил все известные элементы в таблицу в порядке увеличения их атомных весов таким образом, чтобы элементы с похожими химическими свойствами расположились в вертикальных колонках.

Периодическая таблица состоит из вертикальных колонок – групп, и горизонтальных строк – периодов.

Сейчас структуру периодической таблицы можно объяснить с точки зрения электронной структуры атомов.

Элементы в периодической таблице располагаются в порядке возрастания числа протонов в атоме элемента. Это число соответствует номеру элемента в периодической таблице и числу электронов в атоме. Сейчас признано, что периодичность является следствием периодического появления аналогичных электронных структур.

Первоначальная форма таблицы Менделеева была существенно модифицирована.

The original form of the periodic table has been extensively modified.

The modern periodic table (table. 5) emphasizes the blocks of the s -, p -, d -, f -elements, they may be designated by use of the respective letters. The f -elements are positioned outside the main body of the table.

In the modern table, there are 18 groups. According to the IUPAC recommendations, the groups are labelled with Arabic numbers from 1 to 18.

В современной таблице (табл. 5) четко выделены блоки s -, p -, d -, f -элементов, они обозначаются соответствующими

буквами. Блок f -элементов вынесен вне основного поля таблицы.

В современной таблице – 18 групп. В соответствии с рекомендациями ИЮПАК они обозначаются арабскими цифрами от 1 до 18.

Table 5 (Таблица 5)

Modern periodic table

Периодическая таблица (длиннопериодный вариант)

Период	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I A	II A	III Б	IV Б	V Б	VI Б	VII Б	VIII Б			I Б	II Б	III A	IV A	V A	VI A	V II A	VII I A	
	s-блок		d-блок										p-блок						
I	1 H																		2 He
II	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
III	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
VI	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ns									
f-блок																			
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yr	71 Lu						
90 Th	91 Pa	92 U	93 Nb	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr						

All the elements of one group have similar properties because the configurations of valent electrons are alike.

In the traditional periodic table there are 8 groups, each group is divided into

Элементы одной группы имеют похожие свойства из-за подобия конфигурации валентных электронов.

В традиционной таблице Менделеева есть восемь групп, но каждая груп-

two subgroups: the main subgroup or A-group and the B-groups. The main subgroups or A-groups include s- or p-elements; B-groups include d-elements:

- 1) the elements of some groups have special names: group 1 (1A in the traditional table) – alkali metals;
- 2) group 2 (2A) – alkali-earth metals, except for Mg and Be;
- 3) group 17 (or 7A) – halogens;
- 4) group 18 (or 8A) – noble gases.

In the periodic table, there are seven periods. The period number is equal to the value of the principal quantum number of the valent level.

Each period corresponds to the full completion of the outer level with the electrons of *s*- and *p*-sublevels.

The number of elements in each period reflects the building-up principle.

The first period includes only two elements, because only one orbital corresponds to $n = 1$.

па делится на две подгруппы – главную подгруппу (А-подгруппу) и побочную (В-подгруппу). Главные подгруппы состоят из s- либо p-элементов, а побочные состоят из d-элементов.

Элементы некоторых групп имеют групповые названия:

- 1) группа 1 (или 1A в традиционном варианте таблицы) – щелочные металлы;
- 2) группа 2 (2A), исключая Be и Mg, – щелочноземельные металлы;
- 3) группа 17 (7A) – галогены;
- 4) группа 18 (8A) – благородные газы.

В периодической таблице семь периодов. Номер периода равен главному квантовому числу внешнего электронного слоя.

Каждый период соответствует полному заполнению электронами *s*- и *p*-подуровней внешнего слоя.

Число элементов в каждом периоде отражает принципы построения электронных конфигураций атомов.

Первый период содержит только два элемента, поскольку есть только одна орбиталь в квантовом слое с $n = 1$, и на ней могут находиться всего два электрона.

The second period includes 8 elements, because 4 orbitals (1 *s*-orbital and 3 *p*-orbitals) correspond to the $n = 2$.

The third period also includes 8 elements, because the electrons are placed in the 4*s*-orbital earlier than in the 3*d*-orbital.

Periods 4 and 5 include 18 elements respectively.

Period 6 includes 32 elements, because it includes 14 *f*-elements.

Period 7 is not completed.

The importance and usefulness of the periodic table lies in the fact that we can use our understanding of the general properties and trends within a group or a period to predict with considerable accuracy the properties of any element, even though that element may be unfamiliar to us.

Второй период содержит восемь элементов, так как $n = 2$ соответствуют четыре орбитали – одна *s*- и три *p*-орбитали, на которых могут размещаться восемь электронов.

Третий период также содержит восемь элементов, так как электроны попадают на 4*s*-орбиталь раньше, чем на 3*d*-орбиталь.

Периоды четвертый и пятый содержат по 18 элементов, так как у этих элементов заполняются *d*-орбитали.

Шестой период содержит 32 элемента, так как он включает 14 *f*-элементов.

Седьмой период не завершен.

Важность и полезность периодической таблицы состоит в том, что мы можем использовать понимание общих свойств элементов и трендов их изменения в пределах группы и периода для предсказания свойств любых элементов, даже если эти элементы нам не знакомы.

2.3. Some characteristics of atoms of elements

2.3. Некоторые характеристики атомов элементов

To explain the trends in changes the properties of the elements we need to introduce some characteristics of the elements of atoms, which, in fact, are themselves determined by the electronic structure of the atoms of elements.

These characteristics are: the radii of atoms and ions and the energy change associated with the formation of ions from the atoms. These characteristics also vary periodically.

Atomic radii

Atomic radii increase downwards in a group and within the *s*- and *p*-blocks, and decrease from left to right across a period.

Atomic radii decrease from left to right across a period because the nuclear charge increases within one quantum layer.

The radius when moving downward in the group is increased due to increase in the number of electronic layers.

The atomic radii of *d*-elements are changed less than that of the *s*- and *p*-elements.

Для объяснения закономерностей в изменении свойств элементов необходимо ввести еще некоторые характеристики атомов элементов, которые по существу сами определяют электронную структуру атомов элементов.

К этим характеристикам относятся радиусы атомов и ионов и изменения энергии, связанные с образованием ионов из атомов. Характеристики также периодически меняются.

Атомные радиусы

Атомные радиусы увеличиваются в группе, если двигаться сверху вниз, и уменьшаются при движении по периоду слева направо.

Атомные радиусы уменьшаются при движении по периоду слева направо, потому что возрастает заряд ядра при неизменном числе квантовых слоев.

Радиус при движении в группе сверху вниз увеличивается из-за увеличения числа электронных слоев.

Атомные радиусы *d*-элементов изменяются слабее, чем у *s*- и *p*-элементов.

D-atomic radii of the elements of the fifth period are larger than *d*-elements of the fourth period, but the radii of the respective *d*-elements in the sixth and seventh period differ little.

For example, the radii of Mo and W in group 6 are 0,140 and 0,141 nm, respectively. The increasing of radii, which lies below the expectation from the *lanthanide contraction*, because of the presence of *f* orbitals with the poorer shielding properties.

Ionization energy, electron affinity and electronegativity

The ionization energy of an element is the energy required to remove an electron from a gas-phase atom.

The ionization energy correlates strongly with the atomic radius. The elements that have a small atomic size have higher ionization energy. When, as the atomic radius decreases down a group, the ionization energy increases. Likewise, the decrease in radius across a period is accompanied by an increase of ionization energy.

Ionization energy increases across a pe-

Атомные радиусы *d*-элементов пятого периода больше, чем у *d*-элементов четвертого периода, но радиусы соответствующих *d*-элементов в шестом и седьмом периоде отличаются мало.

Например, радиусы элементов VI Б группы Мо и W соответственно равны 0,141 нм и 0,140 нм. Увеличение радиусов ниже ожидаемого является результатом *лантанидной контракции*, вызванной заполнением *f*-орбиталей, хуже экранирующих ядро.

Энергия ионизации, электронное сродство и электроотрицательность

Энергия ионизации – это энергия, которая необходима для отрыва одного электрона от газообразного атома.

Энергия ионизации хорошо коррелирует с атомным радиусом. Элементы с маленьким размером атома имеют более высокую энергию ионизации. Уменьшение радиуса вдоль периода сопровождается возрастанием энергии ионизации.

Энергия ионизации возрастает вдоль

riod and decreases down a group. The ionization energy is associated with the formation of cations.

Electron affinities are relevant to the formation of anions. Electron affinities are the highest for elements near fluorine. The elements that have small atomic radii generally have higher electron affinities.

The addition of an electron to the charged particle will cause it to repulsion, so that the formation of O^{2-} requires energy.

Electronegativity is the ability to drag and drop elements of the atom electrons to itself in the formation of compounds.

By definition of Mulliken, electronegativity has a mean value of the sum of the ionization energy and affinity to electron. An atom, which has low ionization energy, is unlikely to attract electrons. If an atom has a high electron affinity it is more likely to attract an electron to itself. Trends in electronegativity can be correlated with trends in atomic radii, the changes of electron affinities and ionization energy.

периода и понижается при движении вниз по группе. Энергия ионизации связана с образованием катионов.

Электронное сродство связано с образованием анионов. Наибольшее электронное сродство проявляют элементы, стоящие в таблице около фтора. Маленькие атомы имеют большее сродство к электрону.

Добавление электрона к заряженной частице вызовет его отталкивание, так что образование O^{2-} требует затрат энергии.

Электроотрицательность – это способность атома элемента перетягивать электроны к себе при образовании соединений с другими элементами.

По определению Малликена, электроотрицательность есть средняя величина от суммы энергии ионизации и сродства к электрону. Атом, имеющий низкую энергию ионизации, с малой вероятностью будет притягивать электрон, в отличие от атома с большим сродством к электрону. Поэтому электроотрицательность элементов меняется в соответствии с изменениями сродства к электрону и энергии ионизации. Изменения электроотрица-

тельности также коррелируют с изменениями атомных радиусов.

Electronegativity increases across a period and decreases down a group.

However, the Pauling values (not the Muliken ones) of electronegativity are commonly used, but trends of their changes coincide. Electronegativity value according to Pauling for the elements of the main group are shown in Table 6.

We can use our understanding of the general properties and trends within a group or a period to predict the properties of any element.

✓ *To predict the properties of the elements and their compounds it is very useful to remember the trends in changes of the radii, ionization energy, electron affinity, and electronegativity in the periodic table.*

Электроотрицательность увеличивается при движении вдоль периода слева направо и уменьшается при движении по группе сверху вниз.

Чаше используют значения электроотрицательности не по Малликену, а по Полингу, но закономерности в их изменении совпадают. В табл. 6 приведены значения электроотрицательности элементов по Полингу для элементов главных групп.

Наше понимание общих свойств и трендов их изменения в группах и периодах можно использовать для предсказаний свойств любого элемента.

✓ *Для предсказания свойств элементов и их соединений очень полезно запомнить тренды в изменениях радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности в периодической таблице.*

Table 6 (Таблица 6)

Electronegativity value according to Pauling

Электроотрицательность по Полингу ($\chi_{\text{П}}$)

Groups A/ periodes	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	H 2,2							He
II	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
III	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar
IV	K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,0
V	Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	Xe 2,6
VI	Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02			

2.4. The use of the periodic table for prediction of properties of elements and their compounds

2.4. Использование периодической таблицы для предсказания свойств элементов и их соединений

To characterize the element it is first necessary to determine to which unit (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) this element belongs to. Для характеристики элемента прежде всего необходимо определить, к какому блоку (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) он принадлежит.

If the element belongs to the *s*-, *d*-, *f*-blocks we can be sure, that this element is metal. The elements H and He are also nonmetals. Если элемент принадлежит *s*-, *d*-, *f*-блокам, мы можем утверждать, что этот элемент – металл. Элементы H и He – также неметаллы.

Some elements of *p*-block are also metals: Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi, and Po. Other *p*-elements are nonmetals. Некоторые *p*-элементы также являются металлами: Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi, Po. Но большинство *p*-элементов – неметаллы.

The chemical properties of the metallic elements are connected with the ability of the atoms to lose electrons to form an electron gas, which binds the rest cations together by metal bonding. Consequently, the elements with a small number of electrons in outer level and with low ionization energies are likely to be metals.

The elements become more metallic, because ionization energy decreases down a group.

All metals tend to lose electrons so simple substances of metals are reducers.

The metals, as a rule, have positive oxidation numbers, whereas the nonmetals have positive and negative oxidation numbers.

The simple substances of nonmetals may be oxidizers, but they can be oxidized as well.

The group of oxidation numbers can be predicted on the base of the electron configuration of an element.

In the traditional periodical table the highest oxidation number of elements is the same as group numbers in groups 1–7.

Химические свойства металлов связаны со способностью атомов терять внешние электроны с образованием электронного газа, соединяющего оставшиеся катионы вместе металлической связью. Соответственно, элементы с малым числом электронов во внешнем слое и низкой энергией ионизации предпочтительно будут металлами.

Так как энергия ионизации в группах понижается, металлический характер элементов увеличивается.

Все металлы имеют тенденцию терять электроны и их простые вещества – восстановители.

Металлы, как правило, имеют положительные степени окисления, тогда как неметаллы имеют положительные и отрицательные степени окисления.

Простые вещества неметаллов – окислители, но также могут окисляться.

Группы степеней окисления для элемента также можно предсказать на основании электронной конфигурации.

В традиционной периодической таблице высшая степень окисления элементов совпадает с номером для групп от 1 до 7.

In modern periodical table the oxidation number of elements in groups 1–7 is the same, whereas it equals (group number 10) for groups 13–17.

The most negative (Minimal) oxidation state from non-metals is in the traditional table (group number – 8) and in modern table (group number – 18).

Elements with completely filled *s*- and *p*-orbitals of the outer electron layer have high resistance. Such configuration is usual for noble gases.

The elements of group 18 (8A) already have a complete octet of electrons and are neither readily oxidized nor reduced. For other elements, there is a tendency for atoms to gain or lose electrons until they acquire a configuration of noble gases.

In Groups 1 (1A), 2 (2A), 13 (3A) the loss of electrons resulting in an inert shell, requires little energy.

Thus, the groups' elements 1 (1A), 2 (2A), 13 (3A) demonstrate only the higher oxidation number: elements of 1 (1A) demonstrate one oxidation number +1, ele-

В современной таблице высшая степень окисления элементов совпадает с номером для групп от 1 до 7, а у элементов 13–17 групп высшая степень окисления равна (№ гр. – 10).

Самая отрицательная (минимальная) степень окисления у неметаллов равна в традиционной таблице (№ гр. – 8), а в современной (№ гр. – 18).

Элементы с полностью заполненными *s*- и *p*-орбиталями внешнего электронного слоя имеют высокую устойчивость. Такую конфигурацию имеют благородные газы.

Элементы 18 (8A) группы имеют полный октет электронов и не стремятся к окислению или восстановлению. Другие элементы имеют тенденцию терять либо приобретать электроны для образования электронной конфигурации благородного газа.

В группах 1 (1A), 2 (2A), 13 (3A) потеря электронов, приводящая к инертной оболочке, требует небольших затрат энергии.

Таким образом, элементы 1 (1A), 2 (2A), 13 (3A) групп проявляют только высшие степени окисления: элементы 1 (1A) группы проявляют степень окисле-

ments of 2(2A) group have the oxidation number +2, elements of 13 (3A) group have the oxidation number +3.

It becomes increasingly energetically favourable for nonmetals of groups from 14 (4A) to group 17 (7A) to complete the valence shell to the inert one while accepting electrons. Nonmetals of 14th group (4A) have the minimum oxidation number (-4), nonmetals of 15th group (5A) have the minimum oxidation number (-3), elements of 16th group (6A) have the minimum oxidation number (-2), elements of 17th group (7A) have the minimum oxidation number (-1). The elements of *s*-block have the single oxidation number, elements of *p*- and *d*-blocks have several oxidation numbers.

The elements of the *p*-block form compounds with the highest oxidation number and also the oxidation number of less than the highest at 2 (the highest oxidation number -2). For example, for an element 7A group I the highest the oxidation number is equal to 7, but I has the degree of oxidation 5, and it is more stable. It is often explained in the way that the large energy is needed to remove the ns^2 electrons, than to remove *np*-electrons.

ния +1, элементы 2 (2A) группы имеют степень окисления +2, элементы 13 (3A) группы проявляют степень +3.

Для элементов групп от 14 (4A) до 17 (7A) завершение валентной оболочки до инертной с помощью присоединения электронов становится энергетически более выгодным. В этом случае элементы преобладают отрицательные степени окисления: неметаллы 14 (4A) группы приобретают степень (-4), неметаллы 15 (5A) группы приобретают степень (-3), неметаллы 16 (6A) группы приобретают степень (-2), неметаллы 17 (7A) группы приобретают степень (-1). Элементы *s*-блока имеют одну степень окисления, а *p*- и *d*-блоков имеют несколько степеней окисления.

Элементы *p*-блока образуют соединения, где они проявляют высшую степень окисления, а также степень окисления, которая меньше высшей на два. Например, для элемента 17 (7A) группы йода высшая степень окисления равна семи, но для него характерна также степень окисления +5, причем она более устойчива. Это часто объясняют тем, что на удаление *ns*-электронов требуется больше энергии

Elements O and F do not have any oxidation number which would be equal to the group, because they have high electronegativity.

The elements of *d*-block demonstrate a variety of oxidation states. Many elements of period 4 have oxidation number +2, and it is the most stable for Ni, Co, Cu and Zn.

D-elements of periods 5 and 6 are characterized by the most stable oxidation numbers. Others oxidation numbers are unstable in this case.

Periodically changing characteristics of the compounds

Oxygen, halogens, hydrogen form binary compounds with most elements. The oxides are the most important compounds of elements.

Oxides

The high reactivity of oxygen and its high electronegativity lead to a large number of oxides of elements.

чем для удаления *np*-электронов.

Кислород и фтор не проявляют степеней окисления, равных номеру группы, из-за высокой электроотрицательности.

Элементы *d*-блока проявляют большое разнообразие степеней окисления. Большинство *d*-элементов четвертого периода проявляет степень окисления +2, связанную с потерей ns^2 -электронов. У элементов Ni, Co, Cu, Zn она наиболее устойчива.

У элементов *d*-блока пятого и шестого периодов более устойчива высшая степень окисления, другие – неустойчивы.

Периодически меняющиеся характеристики соединений

Кислород, галогены, водород образуют бинарные соединения с большинством элементов. Оксиды – самые важные бинарные соединения.

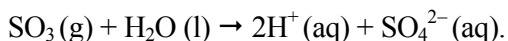
Оксиды

Высокая реакционная способность кислорода и его высокая электроотрицательность приводят к большому числу оксидов элементов.

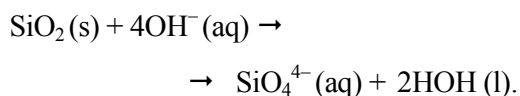
The oxides can be classified as acidic or basic depending on whether they produce acids or bases when dissolved in water or react as acids or bases.

Some oxides are amphoteric, that means they show both acidic and basic properties.

Nonmetals form acidic oxides.



Silicon dioxide SiO_2 is insoluble and does not react with water. It has acidic properties, however, because it reacts with very concentrated bases.



The acidic nature of the oxides increases across a row and decreases down a group.

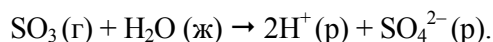
Metals form basic oxides, if the oxidation number of the metal is less than +4 and nonmetals usually form acidic oxides.

Metals also form acidic oxides, if their oxidation number is more than +4.

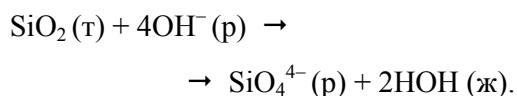
Оксиды можно классифицировать на кислотные или основные в зависимости от того, образуют они кислоты или основания при растворении в воде или реагируют с основаниями или с кислотами.

Некоторые оксиды амфотерны, так как они проявляют и кислотные, и основные свойства.

Неметаллы чаще всего образуют кислотные оксиды.



Оксид кремния SiO_2 нерастворим, не реагирует с водой, но он реагирует со щелочами, как и другие кислотные оксиды.

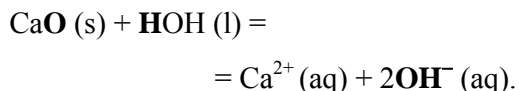


Кислотная природа оксидов увеличивается по периоду вправо и понижается при движении по группе вниз.

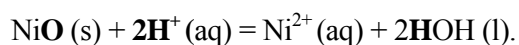
Металлы в степени окисления больше, чем +4, также образуют кислотные оксиды.

Если степень окисления металла меньше, чем +4, металлы образуют основные оксиды.

The electropositive metals form cations readily and the oxide anion abstracts a proton from water and forms the anion OH^- .



Nickel oxide NiO is insoluble; it does not react with water. However, it does react with acids.



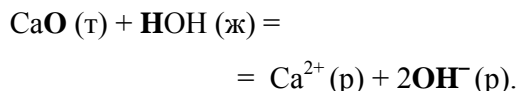
Many elements form several oxides, for example: N_2O , NO, NO_2 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 and MnO, Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 .

We will compare the properties of oxides and hydroxides in which the elements have the highest oxidation number for the elements of the third period to see if there is a tendency in the change of acid–basic properties (Table 7).

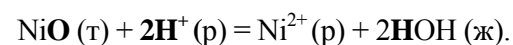
Amphoteric oxides also demonstrate basic properties by reacting with acids and acidic properties by reacting with alkali.

Aluminum oxide is insoluble; it also does not react with water. However, it shows basic properties by reacting with acids:

Электроположительные металлы легко образуют катионы, а кислородный анион из оксида присоединяет протон из воды и образует анион OH^- .



Оксид NiO не растворяется в воде, но реагирует с кислотами с образованием катиона Ni^{2+} и воды.

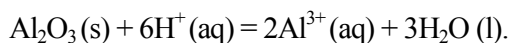


Многие элементы образуют несколько оксидов, например N_2O , NO, NO_2 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 и MnO, Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 .

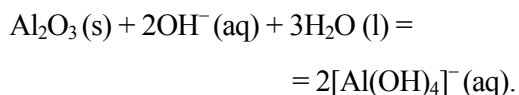
Можно сравнить свойства оксидов и гидроксидов, в которых элементы проявляют высшую степень окисления, на примере элементов третьего периода, чтобы увидеть тенденцию в изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов (табл. 7).

Амфотерные оксиды также проявляют основные свойства в реакциях с кислотами и кислотные свойства в реакциях со щелочами.

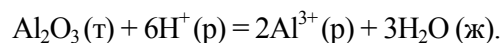
Оксид алюминия нерастворим и не реагирует с водой. Однако он проявляет основные свойства, реагируя с кислотами:



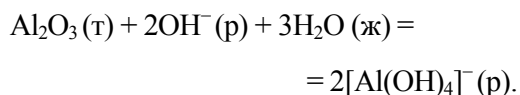
It shows acid properties by reacting with alkali:



Thus, Al_2O_3 is classified as an amphoteric oxide because it has properties of both acids and bases. Amphoteric oxides are ZnO , BeO , SnO , PbO , Cr_2O_3 , SnO_2 and others.



Оксид алюминия проявляет кислотные свойства, реагируя со щелочами:




Таким образом, оксид Al_2O_3 классифицируют как амфотерный оксид, поскольку он имеет и кислотные, и основные свойства. Амфотерные оксиды: ZnO , BeO , SnO , PbO , Cr_2O_3 , SnO_2 и др.

Table 7 (Таблица 7)

Change of acid-basic properties of oxides and hydroxides
of elements in the highest oxidation number

Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов

Group	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Element	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Oxide	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
Hydroxide	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
	basic	basic	amp.	acid	acid	acid	acid
<div style="text-align: center;">  <p>Increased acid properties Усиление кислотных свойств</p> </div>							

Chapter 3. Arrhenius's classification of compounds. Features of reactions in aqueous solutions

Глава 3. Классификация веществ по Аррениусу. Особенности реакций в водных растворах

3.1. Solutions

3.1. Растворы

A *solution* is a homogeneous mixture of two or more substances.

The substance present in a larger amount is called the *solvent*, whereas the substance present in a smaller amount is called the *solute*.

A solution may be gaseous (such as air), solid (such as an alloy), or liquid (seawater, and many solutions in chemical technologies).

Many reactions are carried out in solution and do not take place if the solid reactants are simply mixed.

There are some reasons for carrying out the reactions in solutions. For a chemical reaction to occur, individual atoms, molecules, or ions must collide.

In the solution, the solutes are dispersed at molecular or ionic level, and it promotes chemical interactions.

Aqueous solutions are most wide

Раствор – это гомогенная (однородная) смесь двух или более веществ.

Вещество, присутствующее в растворе в большем количестве, называют *растворителем*, а в меньшем количестве – *растворенным*.

Растворы могут быть газообразными, (воздух – пример газообразного раствора), твердыми (сплавы металлов) или жидкими (морская вода и множество растворов в химических технологиях).

Многие реакции, протекающие в растворах, не могут идти, когда твердые вещества просто смешиваются.

Есть несколько причин, по которым реакции лучше протекают в растворах. Чтобы химическая реакция протекала, индивидуальные атомы, молекулы, ионы должны сталкиваться.

В растворе вещества диспергированы на молекулярном и ионном уровне, и это способствует их взаимодействию.

spread. In an aqueous solution, the solvent is water. The dissolved substances in an original form (before dissolution) can be solid, liquid or gaseous.

Due to the ability of substances to dissolve chemists divide substances on soluble, little soluble, and insoluble.

Substances are soluble if its large number passes to solution. Otherwise, substance is considered as low-soluble or insoluble. It is necessary to mean, however, that even insoluble substances in some small degree pass to solution. Solubility depends on temperature. Many reactions proceed quickly in aqueous solutions at usual temperatures.

There are other reasons for favorable carrying out reactions in aqueous solutions.

1. Water is a very effective solvent.

Water consists of molecules, but they have a positive pole on the H atoms and a negative pole on the O atom, because

Наиболее широко распространены водные растворы. Растворителем в водных растворах является вода. Растворенные вещества в первоначальном виде (до растворения) могут быть твердыми, жидкими или газообразными.

По способности веществ переходить в раствор химики делят вещества на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Говорят, вещество растворимо, если большое его количество переходит в раствор. В противном случае вещество считают малорастворимым или нерастворимым. Однако следует иметь в виду, что даже нерастворимые соединения в некоторой степени переходят в раствор. Чем меньшее количество вещества переходит в раствор, тем менее вещество растворимо. Многие реакции протекают быстро в водном растворе при обычных температурах.

Есть несколько других причин для благоприятного протекания реакций в водных растворах.

1. Вода – очень эффективный растворитель. Вода состоит из молекул, имеющих положительный полюс на водороде и отрицательный – на кисло-

electrons are shared unequally between oxygen and hydrogen. For this reason, water is often referred to as a polar solvent.

Compounds with ionic and polar covalent bonds tend to be most soluble in water, because they interact electrostatically with polar molecules of water.

2. Ionic compounds and some polar covalent compounds can dissociate into ions, when they dissolve in water, because strong electrostatic interaction with polar molecules of water can lead to rupture the ionic and polar bonds.

Dissociation of solutes to produce ions promotes the formation new compounds of them.

Due to the ability of substances dissolved in water to dissociate, the chemists divide substances into electrolytes and nonelectrolytes.

роде, поскольку электроны, осуществляющие связь, распределены неравномерно между кислородом и водородом. По этой причине воду часто называют полярным растворителем.

Соединения с ионными и ковалентными полярными связями лучше растворяются в воде из-за электростатического взаимодействия с полярными молекулами воды.

2. Ионные соединения и некоторые полярные ковалентные соединения могут диссоциировать на ионы при растворении в воде, поскольку сильное электростатическое взаимодействие с полярными молекулами воды может привести к разрыву ионных и полярных ковалентных связей.

Диссоциация растворенных веществ с образованием ионов способствует образованию из них новых соединений.

По способности растворенных в воде веществ диссоциировать, химики делят вещества на электролиты и неэлектролиты.

3.2. Electrolytes. Theory of electrolytic dissociation

3.2. Электролиты. Теория электролитической диссоциации

Electrolytes are a substance that dissolves in water to form a solution, conducting electric current. The flow of electric current provides ions that migrate in the solution, closing the electric circuit, and the molecules do not. The electrolytes are the substances dissociate into ions.

Strong electrolytes dissociate completely into ions to produce solutions that conduct electricity well.

Weak electrolytes produce a relatively small number of ions, resulting in solutions, conduct electricity poorly. Pure water is a very poor conductor of electricity.

Non-electrolytes, dissolved in water, do not conduct electricity. Non-electrolytes go into solution in the form of individual molecules.

Dissociation is the process of destruction (disintegration) of the com-

Электролиты – это вещества, которые, растворяясь в воде, образуют раствор, проводящий электрический ток. Протекание электрического тока обеспечивают ионы, которые мигрируют в растворе, замыкая электрическую цепь, а молекулы этого не делают. Поэтому электролиты определяют как вещества, которые диссоциируют на ионы.

Сильные электролиты диссоциируют на ионы полностью, образуя растворы, которые хорошо проводят электрический ток.

Слабые электролиты дают относительно небольшое число ионов, и в результате их растворы плохо проводят электрический ток. Чистая вода – очень плохой проводник электрического тока.

Неэлектролиты, растворенные в воде, не проводят электричество. Неэлектролиты переходят в раствор в виде отдельных молекул.

Диссоциация – это процесс разрушения (распада) соединения с образо-

pound to form cations (positively charged particles) and anions (negatively charged particles).

Ionic compounds dissociate completely, because strong electrostatic interaction with polar molecules lead to rupture of ionic bonds.

When an ionic compound such as sodium chloride dissolves in water, the three-dimensional network of the ions in the solid is destroyed, and the Na^+ and Cl^- ions are separated from each other. In solution, a number of water molecules orienting their negative ends toward the cation surrounds each Na^+ ion. Similarly, water molecules surround each Cl^- ion with their positive ends oriented toward the anion. In aqueous solutions, ions are hydrated.

Hydration is process in which an ion is surrounded by water molecules arranged in a specific manner. Hydration helps to stabilize ions in the solution and prevents the cations from combining with the anions.

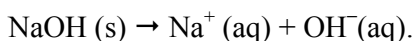
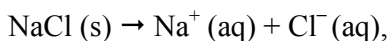
ванием катионов (частиц с положительным зарядом) и анионов (частиц с отрицательным зарядом).

Ионные соединения диссоциируют полностью из-за сильного электростатического взаимодействия ионов с полярными молекулами воды, приводящего к разрыву ионных связей.

Когда ионное соединение, например, хлорид натрия (поваренная соль), растворяется в воде, трехмерная решетка твердой соли, построенная из ионов, разрушается, и ионы Na^+ и Cl^- отделяются друг от друга. В растворе каждый ион Na^+ окружается некоторым числом молекул воды, ориентированных отрицательными полюсами по направлению к катиону. Каждый ион Cl^- окружается молекулами воды, ориентированными положительными полюсами к аниону. В водных растворах ионы гидратированы.

Гидратация – это процесс, в котором ион окружается молекулами воды, ориентированными определенным образом. Гидратация помогает стабилизировать ионы в растворе и предотвращает комбинирование катионов и анионов.

The dissociation of ionic compounds such as sodium chloride NaCl and sodium hydroxide NaOH, which are both strong electrolytes is described by the follows equations:

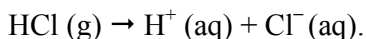


The single arrows from reactant to products (\rightarrow) indicate that dissociation is complete.

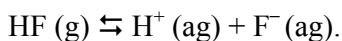
The polar molecules of water interact with covalent compounds weaker than ionic compounds, so do not always can break covalent bonds.

The term: “dissociation” is usually used for ionic compounds and the term “ionization” for covalent electrolytes.

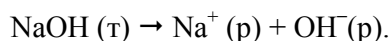
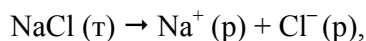
Gas HCl is dissolved in water and it forms hydrated H^+ and Cl^- ions:



In other words, all the dissolved HCl molecules are separated into hydrated H^+ and Cl^- ions in solution. When HF gas is dissolved in water, HF molecules are ionized as a weak electrolyte. We represent the ionization HF as



Диссоциация ионных соединений, например, NaCl или NaOH, которые являются сильными электролитами, описывается следующими уравнениями:

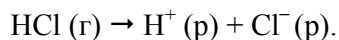


Стрелка в одну сторону от реагентов к продуктам (\rightarrow) указывает, что диссоциация происходит полностью.

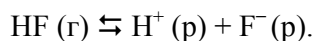
Полярные молекулы воды взаимодействуют с ковалентными соединениями слабее, чем с ионными, и поэтому не всегда могут разорвать ковалентные связи.

Термин «диссоциация» обычно используют для ионных соединений, а термин «ионизация» – для ковалентных электролитов.

Когда газ HCl растворяют в воде, полярные молекулы HCl ионизируются полностью:



Когда газ HF растворяют в воде, молекулы HF ионизируются как слабый электролит:



The double arrow \rightleftharpoons in an equation means that the reaction is reversible; that is, the reaction can occur in both directions.

Двойные стрелки \rightleftharpoons в уравнении означают, что реакция обратима и протекает в двух направлениях.

The following table lists the examples of strong electrolytes, weak electrolytes and non-electrolytes.

В табл.8 перечислены примеры сильных электролитов, слабых электролитов и неэлектролитов.

Table 8 (Таблица 8)

Examples of strong and weak electrolytes and nonelectrolytes

Примеры сильных и слабых электролитов и неэлектролитов

Strong electrolytes (сильные электролиты)	Weak electrolytes (слабые электролиты)	Nonelectrolytes (неэлектролиты)
Salts (соли): NaCl, CuSO ₄ . Alkali (щелочи): NaOH. Strong acids (сильные кислоты): HNO ₃ , HCl	H ₂ O. Weak acids (слабые кислоты): HNO ₂ , HF	C ₂ H ₅ OH. SiO ₂

Theory of electrolytic dissociation

Swedish chemist Svante Arrhenius created the theory of electrolytic dissociation in 1884. This theory was a very important step in the development of chemistry. S. Arrhenius received the Nobel Prize in Chemistry for this theory in 1903.

Теория электролитической диссоциации

Теория электролитической диссоциации была создана шведским ученым Сванте Аррениусом в 1884 году. Эта теория была очень важным шагом в развитии химии. С. Аррениус получил за свою теорию Нобелевскую премию по химии в 1903 году.

This theory helps us to understand better, how chemical reactions occur, because many reactions are carried out because ions with opposite charge are connected with the formation of strong compounds (weak electrolytes) or insoluble substances.

S. Arrhenius gave the first scientific classification of compounds and this classification is still widely used.

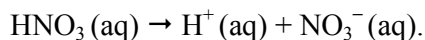
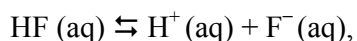
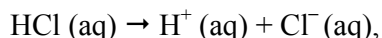
Эта теория помогает лучше понять, как осуществляются химические реакции, поскольку многие реакции протекают потому, что ионы с противоположными зарядами объединяются с образованием прочных и нерастворимых соединений.

С. Аррениус дал первую научную классификацию соединений, которая до сих пор широко используется.

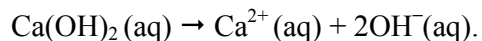
3.3. Arrhenius's classification of compounds

3.3. Классификация соединений по Аррениусу

Acids are compounds that dissociate in aqueous solutions to form H^+ cations and relevant anions.

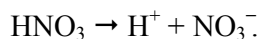
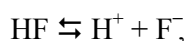
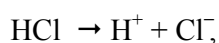


Bases are substances that dissociate in water to produce OH^- ions and cations.

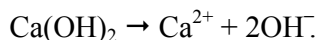


Salts are substances that dissociate in water to produce cations (but not H^+) and anions (but not OH^-).

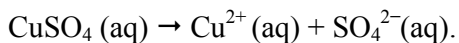
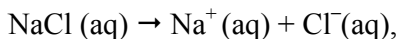
Кислоты – это соединения, которые в водных растворах диссоциируют с образованием катионов H^+ и соответствующих анионов.



Основания – это соединения, которые в водных растворах диссоциируют с образованием аниона OH^- и катионов.

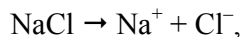


Соли – это соединения, которые в водных растворах диссоциируют с образованием катионов (но не H^+)



Majority of salts, acids and bases are strong electrolytes.

и анионов (но не OH^-).



Большинство солей, а также кислоты и основания – это сильные электролиты.

Acids

Acids are generally divided into strong and weak.

Strong acids are strong electrolytes, which are usually completely ionized in aqueous solution. Only a few strong acids are commonly used: hydrochloric HCl , nitric HNO_3 , sulfuric H_2SO_4 , perchloric HClO_4 . Acids commonly used in industry and in laboratories are sulfuric acid, hydrochloric acid and nitric acid.

Weak acids are weak electrolytes and ionize to a much lesser extent. Common weak acids are: hydrofluoric HF , hydrosulfuric H_2S , hydrocyanic HCN ; oxoacids such as: nitrous HNO_2 , sulfurous H_2SO_3 , carbonic H_2CO_3 , phosphoric H_3PO_4 , acetic HAc and hypochlorous HClO .

Кислоты

Кислоты делятся на сильные и слабые.

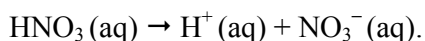
Сильные кислоты – это сильные электролиты, которые обычно полностью ионизируются в водном растворе. Используется несколько сильных кислот: соляная кислота HCl , серная кислота H_2SO_4 , азотная кислота HNO_3 , хлорная кислота HClO_4 .

Слабые кислоты являются слабыми электролитами и ионизируются значительно меньше. Распространенные слабые кислоты: HF – плавиковая или фтороводородная, H_2S – сероводородная, HCN – синильная или цианистоводородная; оксокислоты: азотистая HNO_2 , сернистая H_2SO_3 , угольная H_2CO_3 , фосфорная H_3PO_4 , уксусная HAc , хлорноватистая HClO .

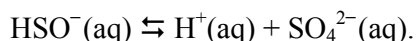
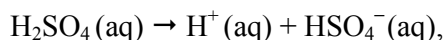
✓ *You have to remember common*

strong and weak acids, listed above.

Acids HCl, HF, HCN, HNO₃ are monoprotic acids, they yield one hydrogen ion upon ionization.

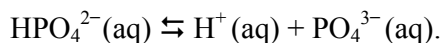
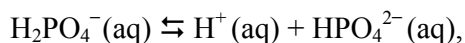
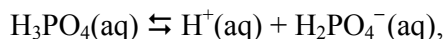


Sulfuric acid (H₂SO₄) is a diprotic acid because each unit of the acid gives up two H⁺ ions, in two separate steps:



H₂SO₄ is a strong acid (the first step of ionization is complete), but HSO₄⁻ is a weak acid or weak electrolyte, and we need a double arrow to represent its incomplete ionization.

Triprotic acids, which yield three H⁺ ions, are relatively few in number. The best known triprotic acid is phosphoric acid, whose ionizations are



All three particles H₃PO₄, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻ in this case are weak acids, and we use the double arrows to represent each ionization step.

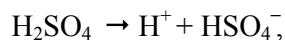
✓ *Перечисленные выше наиболее*

распространенные сильные и слабые кислоты необходимо запомнить.

Кислоты HCl, HF, HCN, HNO₃ – это монопротонные кислоты, они дают при ионизации только один ион H⁺.

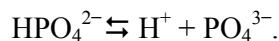
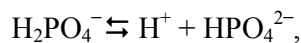
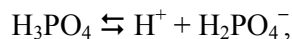


Серная кислота – дипротонная, поскольку каждая молекула дает два иона водорода в двух отдельных стадиях:



Серная кислота на первой стадии – сильная, а на второй – более слабая, поэтому при записи уравнения ионизации нужна двойная стрелка.

Трипротонных кислот, способных давать три иона H⁺, известно немного. Наиболее известна слабая фосфорная кислота.



Все три частицы H₃PO₄, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻ являются слабыми кислотами.

Anions such as H_2PO_4^- and HPO_4^{2-} are found in aqueous solutions of hydrophosphates such as NaH_2PO_4 and Na_2HPO_4 , this salts are called acid's salt.

Bases

Bases dissociate in water to produce OH^- ions and cations. The most bases have formulas $\text{Me}(\text{OH})_z$.

Among the bases, we distinguish a special group of soluble and strong bases. Such bases are called alkalis. Group alkalis include hydroxides of alkali metal bases (they are localized in 1A group in the periodic table), and heavy alkaline earth metals such as Ca, Sr, Ba (Group 2A). These bases dissociate into ions completely.

The bases of all other metals do not dissolve in water.

Alkalis commonly used in industry and in laboratory include NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Acids and bases interact with formation of water and salts.

An acid + base = salt + water

Анионы H_2PO_4^- и HPO_4^{2-} существуют в солях NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 , которые являются кислыми солями.

Основания

Основания диссоциируют на ионы OH^- и катионы. Большинство оснований имеет формулы $\text{Me}(\text{OH})_z$.

Среди оснований выделяют особую группу растворимых и сильных оснований. Такие основания называют щелочами. Группа щелочей включает основания щелочных металлов, стоящих в 1А-подгруппе периодической таблицы, и тяжелых щелочноземельных металлов, таких, как Ca, Sr, Ba (2А-подгруппа). Эти основания диссоциируют на ионы полностью.

Основания большинства остальных металлов не растворяются в воде.

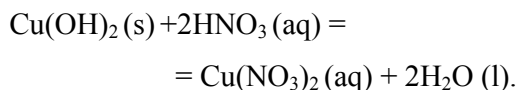
Щёлочи, наиболее используемые в промышленности и в химических лабораториях: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Кислоты и основания взаимодействуют между собой с образованием солей и воды.

Кислота + основание = соль + вода

Example

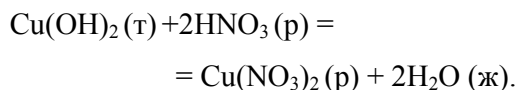
If we add the solution of nitric acid to the insoluble base $\text{Cu}(\text{OH})_2$, the base dissolves in acid.



The equation for the reaction shows each reactant and product as electrically neutral compounds. However, it tells little that occurs between the particles, which are actually present in the solution. As noted, the presence of ions in aqueous solutions favors the reaction, therefore, specific ion equations are used to describe reactions in aqueous solutions. Nevertheless, it tells little that occurs between the particles, which are actually present in the solution.

Пример

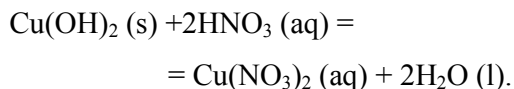
Если мы добавим раствор азотной кислоты к нерастворимому основанию $\text{Cu}(\text{OH})_2$, основание растворится в кислоте.



Это уравнение показывает реагенты и продукты как электронейтральные соединения, но мало говорит о том, что происходит между частицами, которые в действительности присутствуют в растворе. Как уже отмечалось, существование ионов в водных растворах благоприятствует осуществлению реакций, поэтому для описания реакций в водных растворах используют специальные ионные уравнения.

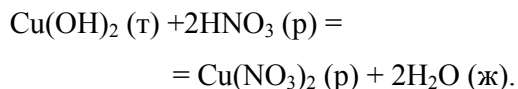
3.4. Ionic equations 3.4. Ионные уравнения

We discuss how to write ionic equations on the example of the reaction above.



Because strong acid HNO_3 and soluble salt $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ are strong electrolytes, they dissociate completely in aqueous solu-

Обсудим, как записываются ионные уравнения на примере реакции

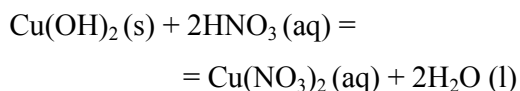


Поскольку сильная азотная кислота и растворимая соль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ являются сильными электролитами, они

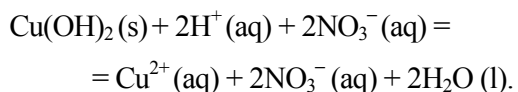
tion to form ions. The base $\text{Cu}(\text{OH})_2$ is not soluble, it separates from the solution as a solid. H_2O is a very weak electrolyte.

To find out what is actually occurring in the solution, it is more informative to write the reaction as a complete ionic equation, showing which ions and molecules are present in the solution and which compounds are separated in solid phase.

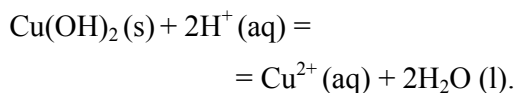
Complete ionic equation for the reaction



is as follows:



Let us note that NO_3^- ions are present on both sides of the equation, and their coefficients are the same on both sides. These ions are called spectator ions, because they do not participate in the actual reaction. Canceling the spectator ions gives the net ionic equation, which shows only those particles that participate in the chemical reaction:

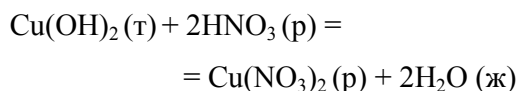


This equation is called net ionic equation.

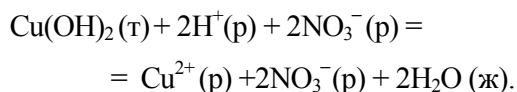
полностью диссоциируют на ионы. Основание $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не растворяется, H_2O – очень слабый электролит.

Чтобы выяснить, что действительно происходит в растворе, нужно записать полное ионное уравнение, которое показывает, какие ионы и молекулы присутствуют в растворе, а какие соединения выделяются в твердую фазу.

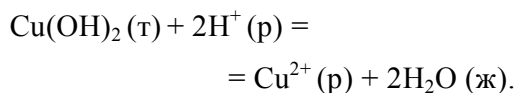
Полное ионное уравнение для реакции



будет следующим:



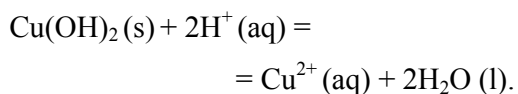
Заметим, что ионы NO_3^- присутствуют в обеих частях уравнения с одинаковыми коэффициентами. Эти ионы не участвуют в химическом взаимодействии и являются ионами-наблюдателями. Исключим эти ионы из уравнения и получим суммарное ионное уравнение, в котором остались только частицы, участвующие в реакции:



Это чистое ионное уравнение, часто называют кратким ионным уравнением.

Both mass and charge must be kept in chemical reactions because the numbers of electrons and protons do not change in the chemical reactions. For charge to be conserved, the sum of the charges of the ions multiplied by their coefficients must be the same on both sides of the equation.

In the equation

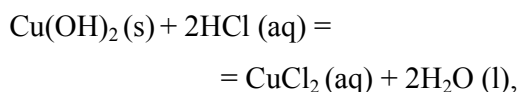


the charge on the left side is $2(+1)$ equal the charge on the right side is $(+2)$.

By eliminating the spectator ions, we can focus on the chemistry that takes place in a solution. Ions H^+ combine with ions OH^- from the base $\text{Cu}(\text{OH})_2$ with the formation H_2O , and Cu^{2+} ions pass into solution.

So, the net ionic equations focus our attention on what is happening and allow us to see similarities in many equations.

For dissolution $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ we could use another strong acid, for example, HCl and H_2SO_4 .



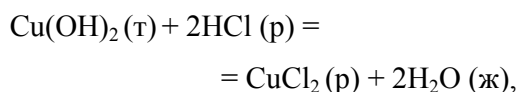
И масса, и заряд должны сохраняться в химической реакции, поскольку в реакциях не изменяется количество протонов и электронов. Сумма произведений зарядов на коэффициенты у всех ионов в левой части должна быть такой же, как в правой.

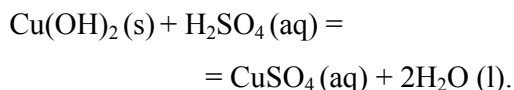
В нашем случае $2(+1) = 1(+2)$.

Исключив ионы-наблюдатели, мы сфокусируемся на том, что происходит в реакции. Ионы H^+ объединяются с OH^- ионами из $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с образованием воды, а ионы Cu^{2+} переходят в раствор.

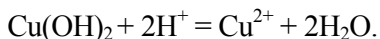
Итак, краткое ионное уравнение фокусирует наше внимание на том, что в действительности происходит в реакции, и позволяет установить подобие многих реакций.

Для растворения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ мы можем использовать другие сильные кислоты, например, соляную и серную.





For all these reactions, the net ionic equation is the same, that it captures the essence of this interaction.



*The rules of writing
the net ionic equations*

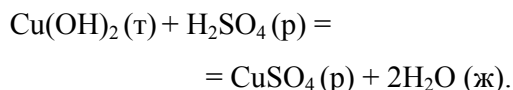
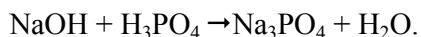
1. Write all the soluble reactants and products, if they are strong electrolytes, in their dissociated form and insoluble substances and weak electrolytes in molecular form to give the complete ionic equation.

2. Cancel the particles, which appear on both sides of the complete ionic equation to give the net ionic equation.

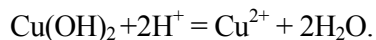
3. Achieve the balance of all the elements by selecting the appropriate coefficients. We can balance polyatomic as a unit.

4. Check the charge balance, i. e., we find the algebraic sum of the ionic charges separately left and right. These sums must be the same.

Example



Для всех этих реакций краткое ионное уравнение будет одинаковым.



*Правила записи
кратких ионных уравнений*

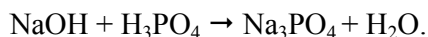
1. Записываем все растворимые соединения, если они являются сильными электролитами, в ионной форме, а нерастворимые вещества и слабые электролиты записываем в молекулярной форме.

2. Исключаем частицы, присутствующие в обеих частях уравнения, чтобы получить краткое ионное уравнение.

3. Добиваемся баланса всех элементов, выбирая соответствующие коэффициенты. При этом полиатомные ионы можем балансировать как единое целое.

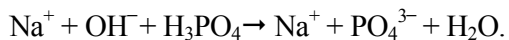
4. Проверяем баланс заряда, т. е. находим алгебраическую сумму зарядов ионов по отдельности слева и справа. Эти суммы должны совпадать.

Пример



Step 1.

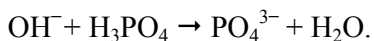
All the compounds are soluble, but the acid H_3PO_4 is weak, it should be written in the form of the molecule.



For simplicity, we eliminate the symbols indicating to the aggregate state of substances.

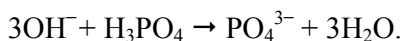
Step 2.

Exclude Na^+ ions from both sides of the ionic equation complete.



Step 3.

We achieve the balance of all the elements by selecting the appropriate coefficients.



Step 4.

Check the balance on the charges:

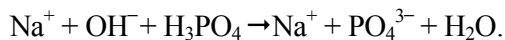
$$3(-1) + 0 = 1(-3) + 0.$$

Further, all reactions in aqueous solutions will be described by using molecular and net ionic equations.

✓ *It is nessecary to remember the rules of writing of the net ionic equations and to gain skills in writing net ionic equations.*

Шаг 1.

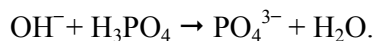
Все соединения здесь растворимы, но кислота H_3PO_4 является слабой, ее надо записать в виде молекулы.



Для простоты исключим символы, указывающие на агрегатное состояние веществ.

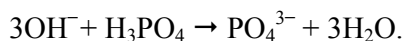
Шаг 2.

Исключаем ионы Na^+ из обеих частей полного ионного уравнения.



Шаг 3.

Добиваемся баланса по каждому элементу, подбирая подходящие коэффициенты:



Шаг 4.

Проверяем баланс по зарядам:

$$3(-1) + 0 = 1(-3) + 0.$$

Далее все реакции в водных растворах будем описывать, используя молекулярные и краткие ионные уравнения.

✓ *Необходимо научиться составлять краткие ионные уравнений реакций, используя соответствующие правила записи ионных уравнений.*

Chapter 4. Chemical equilibrium

Глава 4. Химическое равновесие

4.1. State of equilibrium. Equilibrium constants

4.1. Состояние равновесия. Константы равновесия

The equilibrium state is most stable state, any reaction always seeks to it.

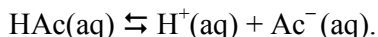
Равновесие является самым устойчивым состоянием.

Chemical equilibrium is such a chemical state, in which no net change can be observed, although continuous activity taking place on the molecular level.

При химическом равновесии никаких видимых изменений не происходит, хотя на молекулярном уровне происходят непрерывные взаимодействия.

Example 1

The acetic acid (HAc) is weak acid. We represent the ionization of acetic acid as:



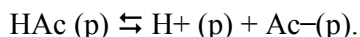
The double arrow \rightleftharpoons in an equation means that the reaction is reversible; that is, the reaction can occur in both directions. Initially, some number of HAc molecules break up to yield Ac^- and H^+ ions. As time goes on, some of the Ac^- and H^+ ions recombine to form HAc molecules.

Eventually, a state is reached in which the acid molecules break up as fast as the ions recombine.

Chemical equilibrium corresponds to a state in which the rates of forward and re-

Пример 1

Уксусная кислота – это слабая кислота, мы представляем ее ионизацию уравнением:



Двойная стрелка \rightleftharpoons в уравнении означает, что реакция обратима, то есть она может протекать в обоих направлениях. Первоначально некоторое количество молекул HAc разрушается, давая ионы Ac^- и H^+ , а через некоторое время ионы Ac^- и H^+ объединяются с образованием молекул HAc.

В конце концов достигается состояние, в котором молекулы распадаются так же быстро, как ионы – объединяются.

Химическое равновесие соответствует состоянию, в котором скорости

verse reactions are equal and concentrations of products and reactants are not change.

The state of equilibrium is characterized by equilibrium constant K .

In the chemical thermodynamics equilibrium constants express in terms of the relative activities of products and reactants. Activities of reactants are designated by a symbol $a(R)$.

For reactant in diluted solutions activity approximately equals molar concentration $C(R)$. In education literature often the equilibrium concentration is designated $[R]$, for example $[\text{HAc}]$ or $[\text{H}^+]$.

Activities of gases approximately equal partial pressure $p(R)$.

For solid substances and water in diluted solution $a(R) = 1$.

Because the relative activities of the reactants and products can be expressed by different ways, there is more than one way to express the equilibrium constant for the same reaction.

Give a few examples expression of equilibrium constants for different reactions.

прямой и обратной реакции равны, концентрации реагентов и продуктов не изменяются.

Состояние равновесия характеризуется константой равновесия K .

В химической термодинамике равновесие выражается через относительные активности продуктов и реагентов. Активности реагентов R обозначаются символом $a(R)$.

Для реагентов в разбавленных растворах активность численно примерно равна молярной концентрации $C(R)$. В учебной литературе часто равновесную концентрацию реагента обозначают $[R]$, например, $[\text{HAc}]$ или $[\text{H}^+]$.

Для газов активность реагента численно примерно равна его парциальному давлению $p(R)$.

Для твердых веществ и воды в разбавленных водных растворах $a(R) = 1$.

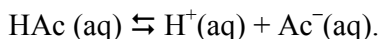
Поскольку активности реагентов могут быть выражены разными способами, существует и несколько способов выражения констант равновесия для одной и той же реакции.

Приведем несколько примеров выражений констант равновесия для различных реакций.

Subscripts a , C , p are designated way of expression of equilibrium constants.

Example 2

The reaction ionization HAc in aqueous solution:



The equilibrium constant expression:

$$K_a = \frac{a_E(\text{H}^+) \cdot a_E(\text{Ac}^-)}{a_E(\text{HAc})};$$

$$K_C = \frac{C_E(\text{H}^+) \cdot C_E(\text{Ac}^-)}{C_E(\text{HAc})};$$

$$K_C = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}.$$

Symbols: a_E , C_E , p_E is designated equilibrium activity, or concentration, or partial pressures. Subscript E indicates on special equilibrium activity concentration, partial pressure, respectively.

In the future will be used for reaction in solution last expression for the constant.

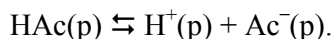
Example 3

Reaction of neutralization HAc acid by NaOH alkali in aqueous solution:

Подстрочные индексы, K_a , K_C , K_P указывают на способ выражения константы равновесия.

Пример 2

Равновесие для ионизации уксусной кислоты в водном растворе:



Выражения для константы равновесия, записанные разными способами:

$$K_a = \frac{a_E(\text{H}^+) \cdot a_E(\text{Ac}^-)}{a_E(\text{HAc})};$$

$$K_C = \frac{C_E(\text{H}^+) \cdot C_E(\text{Ac}^-)}{C_E(\text{HAc})};$$

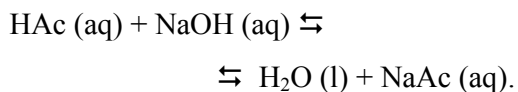
$$K_C = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}.$$

Символы a_E , C_E , p_E означают равновесные активности, концентрации, парциальные давления, соответственно. Подстрочный индекс E указывает на особые равновесные активности, концентрации, парциальные давления.

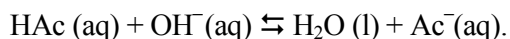
В дальнейшем мы будем использовать последнее (выделенное жирным шрифтом) выражение для константы равновесия реакций в растворах.

Пример 3

Реакция нейтрализации уксусной кислоты HAc щелочью NaOH в водном растворе:



Note, that expression equilibrium constant for reactions in aqueous solution is record only for ionic equation.



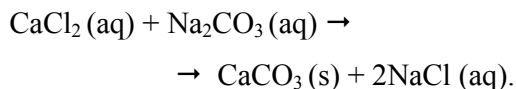
The expression equilibrium constant:

$$K_c = \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}] \cdot [\text{OH}^-]}.$$

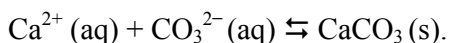
Note, that H_2O does not appear in the equilibrium constant expression, because $a(\text{H}_2\text{O}) = 1$.

Example 4

When we an aqueous solution of chloride calcium (CaCl_2) add to an aqueous solution of carbonate sodium (Na_2CO_3), a white precipitate of CaCO_3 is formed:



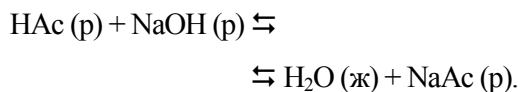
Write net ionic equation of this reaction:



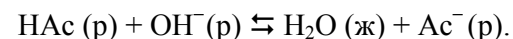
The expression equilibrium constant:

$$K_c = \frac{1}{[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}.$$

Note, that CaCO_3 does not appear in the equilibrium constant expression,



Заметим, что константы равновесия для реакций в водных растворах записываются только по кратким ионным уравнениям.



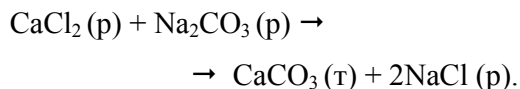
Выражение для константы равновесия:

$$K_c = \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}] \cdot [\text{OH}^-]}.$$

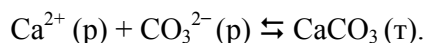
Заметим, что вода не включена в константу, потому, что ее относительная активность равна единице.

Пример 4

Когда мы добавляем водный раствор хлорида кальция CaCl_2 к раствору карбоната натрия Na_2CO_3 , образуется белый осадок карбоната кальция:



Запишем ионное уравнение этой реакции:



Выражение для константы равновесия:

$$K_c = \frac{1}{[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}.$$

Твердое вещество CaCO_3 не входит в выражение для константы, по-

because $a(\text{CaCO}_3) = 1$.

Example 5

When calcium carbonate is heated in a closed vessel, this equilibrium is attained:



The two solids and one gas constitute three separate phases.

$$a(\text{CaO}) = 1, a(\text{CaCO}_3) = 1,$$

$$a(\text{CO}_2) = p(\text{CO}_2).$$

The expression equilibrium constant K_P :

$$K_P = p_E(\text{CO}_2).$$

We can write K_C for this reaction:

$$K_C = [\text{CO}_2].$$

In general, K_C is not equal to K_P .

A simple relationship between K_P and K_C can be derived as follows:

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\sum \nu},$$

in this equation: $R = 0,082 \text{ l}/(\text{atm mol})$, T – temperature, K , $\sum \nu$ – algebraic sum of stoichiometric coefficients of gas reactants, note that $\nu > 0$ for products and $\nu < 0$ for reagents.

This equation is based on the equation of the state of the ideal gas:

сколько его относительная активность равна единице.

Пример 5

Когда карбонат кальция нагревают в закрытом сосуде, достигается равновесие:



Два твердых вещества и один газ составляют три отдельные фазы.

$$a(\text{CaO}) = 1, a(\text{CaCO}_3) = 1,$$

$$a(\text{CO}_2) = p(\text{CO}_2).$$

Выражение для константы равновесия K_P :

$$K_P = p_E(\text{CO}_2).$$

Мы можем также записать для этой реакции константу равновесия K_C :

$$K_C = [\text{CO}_2].$$

В общем случае K_C не равна K_P .

Можно записать простое соотношение между величинами K_P и K_C :

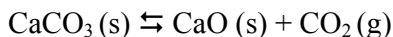
$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\sum \nu},$$

где $R = 0,082 \text{ л}/(\text{атм} \cdot \text{моль})$, T – температура в градусах Кельвина, $\sum \nu$ – алгебраическая сумма стехиометрических коэффициентов при газовых реагентах. Заметим, что $\nu > 0$ для продуктов и $\nu < 0$ для реагентов (исходных веществ).

Зависимость между K_P и K_C основана на уравнении состояния идеаль-

$$pV = nRT \text{ or } p = cRT$$

In reaction



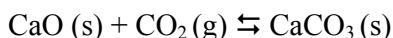
at 800°C, the partial pressure of CO_2 is 0,236 atm.

$$K_P = p_{E(\text{CO}_2)} = 0,236.$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Sigma \nu}}.$$

In our example $\Sigma \nu = 1$, $T = 1073\text{K}$,
 $K_C = 0,0027$

If we will consider reverse reaction



that, the equilibrium constant expression follows:

$$K_P = \frac{1}{p_E(\text{CO}_2)}.$$

The equilibrium constant for the reverse of reaction $K_P(\leftarrow)$ is the reciprocal of the equilibrium constant of forward reaction $K_P(\rightarrow)$.

$$K(\rightarrow) = \frac{1}{K(\leftarrow)}.$$

It is need remember, that in the equilibrium constant expression pure solids, pure liquids, and water do not appear.

The equilibrium constant for the reac-

ного газа:

$$pV = nRT \text{ или } p = cRT.$$

В реакции



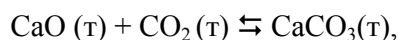
при 800°C, равновесное парциальное давление CO_2 равно 0,236 атм.

$$K_P = p_{E(\text{CO}_2)} = 0,236.$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Sigma \nu}}.$$

В нашем случае $\Sigma \nu = 1$, $T = 1073\text{K}$,
 $K_C = 0,0027$.

Если мы будем рассматривать обратную реакцию



то ее константа равновесия будет иметь вид

$$K_P = \frac{1}{p_E(\text{CO}_2)}.$$

Константа равновесия для обратной реакции $K_P(\leftarrow)$ есть величина, обратная константе равновесия прямой реакции $K_P(\rightarrow)$

$$K(\rightarrow) = \frac{1}{K(\leftarrow)}.$$

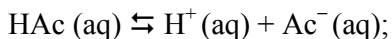
Необходимо запомнить, что в выражении для константы равновесия чистые твердые вещества, жидкости и вода не входят.

Константа равновесия для реакции

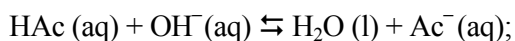
tion can be calculated from the equilibrium concentrations.

Then equilibrium constant is more, the more product we will be able to get.

Compare the value of the constants for the reactions:



$$K_C = 1,75 \cdot 10^{-5}.$$



$$K_C = 1,8 \cdot 10^9.$$

The last reaction occurs very deeply and almost all reagents are converted in the product. The first reaction gives little product, and HAc acid there is in solution in form of molecules, not ions.

The equilibrium constant is the very important characteristic of the reaction. It indicates how deeply can occurs the reaction and what ratio (quotient) of concentrations of product and reagents can be achieved at this temperature.

If we know the value of the equilibrium constant and initial concentrations we can calculate unknown equilibrium concentration.

We can calculate concentration of ion

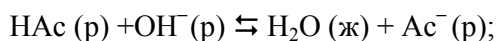
может быть рассчитана по равновесным концентрациям.

Чем больше константа, тем полнее исходные вещества преобразуются в продукты.

Сравним величины констант равновесия для двух реакций:



$$K_C = 1,75 \cdot 10^{-5}.$$



$$K_C = 1,8 \cdot 10^9.$$

Последняя реакция протекает значительно глубже, практически все исходные вещества преобразуются в продукты. Первая реакция дает мало продуктов, и кислота HAc находится в растворе в форме молекул, а не ионов.

Константа равновесия – это очень важная характеристика реакции. Она указывает на то, как глубоко может протекать реакция и какое отношение концентраций продуктов и исходных веществ может быть достигнуто при данной температуре.

Если мы знаем величину константы равновесия и первоначальные концентрации реактантов, мы сможем рассчитать равновесные концентрации, которые будут достигнуты, когда система

H⁺ in solution HAc acid if we know initial concentrations acid.

Example 6

If initial concentrations HAc acid equal ~0,1 mol/l, that concentration of ion H⁺ equals 0,0013 mol/l, if initial concentrations HAc acid equal ~0,001 mol/l, that concentration of ion H⁺ equals 0,00013 mol/l.

Calculation is made by

$$K_c(\text{HAc}) = 1,75 \cdot 10^{-5}.$$

The equilibrium concentrations of reactants and products depend on their initial concentrations but the equilibrium constant does not depend on initial concentrations of reactants and product.

The equilibrium constant depends on only the temperature.

The equilibrium constant helps us to predict the direction in which a reaction will proceed to achieve equilibrium and to calculate the concentrations of reactants and products once equilibrium has been reached. The quantity obtained by substituting the equilibrium concentrations by the initial concentrations into expression of the equilibrium constant is called the reaction quotient Q .

For reaction $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$

придет в равновесие, а концентрации перестанут изменяться.

Пример 6

Если начальная концентрация кислоты HAc равна 0,1 моль/л, равновесная концентрация H⁺ равна ~0,0013 моль/л. Если начальная концентрация кислоты HAc равна 0,001 моль/л, равновесная концентрация H⁺ равна ~0,00013 моль/л.

Расчет выполнен по константе

$$K_a(\text{HAc}) = 1,75 \cdot 10^{-5}.$$

Равновесные концентрации реагентов зависят от их первоначальных концентраций, но сама константа равновесия от начальных концентраций реагентов и продуктов не зависит.

Константа равновесия зависит только от температуры.

Величина, полученная в выражении для константы равновесия заменой равновесных концентраций на произвольные концентрации, обозначается символом Q .

Для реакции $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$

the expression equilibrium constant K :

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]}.$$

The expression quotient Q :

$$Q = \frac{C_{H^+} \cdot C_{Ac^-}}{C_{HAc}}.$$

This expression includes any concentrations, but K includes special equilibrium concentrations.

To determine, in which direction the net reaction will proceed to achieve equilibrium, we must compare the values of Q and K . The three possible cases are as follows:

1. $Q = K$.

The initial concentrations are equal equilibrium concentrations. The system is at equilibrium.

2. $Q < K$.

The ratio of initial concentrations of products to reactants is too small. To reach equilibrium, reactants must be converted to products. The reaction proceeds from left to right (consuming reactants, forming products) to reach equilibrium.

3. $Q > K$.

The ratio of initial concentrations of products to reactants is too large. To reach equilibrium, products must be converted to reactants. The reaction proceeds

выражение для константы:

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]}.$$

Выражение для Q :

$$Q = \frac{C_{H^+} \cdot C_{Ac^-}}{C_{HAc}}.$$

В выражение для Q входят любые произвольные концентрации, а в выражение для K вполне определенные – равновесные.

Чтобы определить направление суммарной реакции, мы должны сравнить величины Q и K . При этом возможны три случая.

1. $Q = K$.

Первоначальные концентрации являются равновесными, система находится в равновесии.

2. $Q < K$.

Отношение начальных концентраций продуктов и исходных веществ слишком мало, и исходные вещества должны превращаться в продукты для достижения равновесия.

3. $Q > K$.

Отношение начальных концентраций продуктов и исходных веществ слишком большое. Чтобы достичь равновесия, продукты должны превра-

from right to left (consuming products, forming reactants) to reach equilibrium. щаться в исходные вещества. Реакция будет протекает справа налево.

✓ *You must acquire the skills to write expressions for the equilibrium constants for any reaction and the value of the equilibrium constant is interpreted as a measure of the depth of the reaction.* ✓ *Необходимо научиться записывать выражения для констант равновесия и интерпретировать их значения как меры глубины протекания реакции.*

4.2. Factors affecting chemical equilibrium. Le Chatelier's principle

4.2. Факторы, влияющие на равновесие. Принцип Ле Шателье

Changing of external conditions may disturb the equilibrium. Factors that affect chemical equilibrium are:

- concentrations of reactants;
- temperature;
- pressure, volume.

There is a general rule that helps us to predict the direction in which an equilibrium reaction will move when a change in concentration, pressure, volume, or temperature take place. The rule is known as Le Chatelier's principle.

Изменение внешних условий может нарушить равновесие. Факторы, влияющие на равновесие:

- концентрации исходных веществ и продуктов;
- температура;
- давление или объем.

Есть общее правило, которое помогает нам предсказывать направление, в котором будет протекать реакция, когда изменяются концентрация, температура или давление. Это правило известно как принцип Ле Шателье.

Le Chatelier's principle

If an external stress is applied to an equilibrium system, such a reaction will occur in the system, which will partially weaken this impact, and the system will try to restore the balance. The word “stress” here means a change in concentration, pressure, volume, or temperature that removes a system from the equilibrium state.

We will use Le Chatelier's principle to predict the effects of such changes.

Effect of temperature on the equilibrium

Temperature can shift equilibrium of reaction in both direction. It depends on the type of reaction.

When some reactions occur they release heat and it can lead to raise of temperature.

The reactions, which proceed with heat, are called exothermic.

However, the heat can be absorbed by the flow of other reactions, which may lead to a lowering of temperature.

Принцип Ле Шателье

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, в ней будет протекать такая реакция, которая будет частично ослаблять это воздействие, так как система будет пытаться восстановить равновесие.

Мы будем использовать принцип Ле Шателье, чтобы предсказывать эффект от изменения условий проведения реакции.

Влияние температуры на равновесие

Температура может смещать равновесие в обоих направлениях в зависимости от типа реакции.

При протекании некоторых реакций может выделяться тепло, это может привести к повышению температуры.

Реакции, которые протекают с выделением тепла, называются *экзотермическими*.

Но при протекании других реакций, тепло может поглощаться, это может привести к понижению температуры.

The reactions, which proceed with heat absorption, are called endothermic.

The exothermic and endothermic of reactions are indicated by a function that is called enthalpy and it is designated as H .

This function increases ($\Delta H > 0$), if the reaction absorbs heat.

This function decreases ($\Delta H < 0$), if the reaction produces heat,

So, for exothermic reactions $\Delta H < 0$;
for endothermic reactions $\Delta H > 0$;

If the forward reaction is exothermic, then the reversible reaction is endothermic.

If we raise the temperature, the endothermic reaction will flow, because it can lower the temperature, and thus the system can weaken the external impact.

When we say that an equilibrium position shifts to the right, we mean that the net reaction flows from the left to the right.

The equilibrium constants for exothermic reaction reduce, if the temperature increases. The equilibrium constant for endothermic reaction increases, if the temperature increases.

Реакции, которые протекают с поглощением тепла, называются эндотермическими.

На экзо- или эндотермичность реакций указывает функция, которую называют энтальпией и обозначают H .

Если реакция поглощает тепло, эта функция увеличивается, $\Delta H > 0$,

Если реакция выделяет тепло, эта функция уменьшается, $\Delta H < 0$.

*Для экзотермических реакций $\Delta H < 0$;
для эндотермических реакций $\Delta H > 0$;*

Если прямая реакция – экзотермическая, то обратная – эндотермическая.

Если мы повысим температуру, то будет протекать эндотермическая реакция, которая может её понизить, и таким образом система ослабит внешнее воздействие. Когда мы говорим, что равновесие смещается вправо, это значит, что реакция протекает слева направо.

Константы равновесия для экзотермических реакций уменьшаются с повышением температуры, а для эндотермических реакций – увеличиваются.

The effect of pressure

on the equilibrium

If the number of gases molecules is not equal in the left and right side of chemical equation, so the change of pressure (or volume) will affect the equilibrium state.

If we increase the pressure, the reaction will go, which produces a smaller number of gas molecules, as this would lead to decrease in pressure.

If we add a reactant, the forward reaction will occur because the added reagents will be converted to products.

Влияние давления на равновесие

Если количество молекул газа не одинаково в левой и в правой части уравнения, то изменение давления будет смещать равновесие.

Если мы повысим давление, то пойдет реакция, в которой образуется меньшее число молекул газа, так как это приведет к понижению давления.

Если количество газов остаётся тем же, то изменение давления не повлияет на равновесие.

Other factors influencing the equilibrium

If we add the reagents, the direct reaction will go, as the added reactants will be transformed into products. If we reduce the concentration of the products, it will also go the direct reaction.

If we add products the reverse reaction will occur, and products will be converted into reagents.

A catalyst enhances the reaction and the achievement of an equilibrium state but does not lead to its displacement.

In industrial chemistry and metallurgy

Другие способы смещения равновесия

Если мы будем добавлять реагенты, то пойдет прямая реакция, поскольку добавленные реагенты будут превращаться в продукты. Если мы уменьшим концентрацию продуктов, то также пойдет прямая реакция.

Если мы добавим продукты, то пойдет обратная реакция, и продукты будут преобразовываться в исходные вещества.

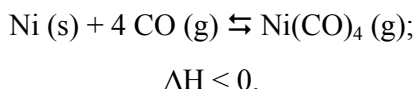
Катализатор ускоряет реакцию и достижение состояния равновесия, но не приводит к его смещению.

В химической промышленности и

it is sometimes necessary to carry out the same reaction in both directions, for example, when you need to refine metals.

As an example, we will use Le Chatelier's principle how to select the conditions for production of pure nickel from nickel with impurities.

1. First of all it is necessary to write the reaction:



2. It is necessary to find out whether the forward reaction is exo- or endothermic. Our reaction is exothermic.

3. To find out if the pressure can affect. In our reaction, the number of gases molecule reduces.

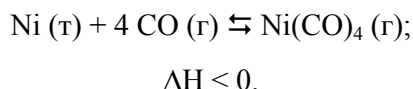
4. Now we can predict what factors will shift equilibrium to the right. The equilibrium will be displaced to the right if we:

- a) reduce the temperature;
- b) increase the pressure;
- c) increase the concentration of CO;
- d) add nickel, it does not shift equilibrium.

в металлургии иногда необходимо проводить одну и ту же реакцию и в прямом, и в обратном направлении, например при рафинировании металлов.

В качестве примера используем принцип Ле Шателье для выбора условий получения чистого никеля из черного металла, содержащего примеси.

1. Прежде всего, для выбора условий необходимо записать уравнение реакции.



2. Необходимо выяснить, является ли прямая реакция экзо- или эндотермической. Наша прямая реакция – экзотермическая.

3. Выяснить, может ли влиять давление на равновесие. В нашей реакции число газовых молекул уменьшается, давление влияет.

4. Предсказать факторы, которые будут смещать равновесие вправо. Равновесие будет смещаться вправо, если:

- a) понизить температуру, тогда прямая реакция сможет ее повысить;
- б) увеличить давление, тогда прямая реакция сможет его понизить;

в) увеличить концентрацию CO , тогда за счет прямой реакции концентрация CO уменьшится;

г) добавить твердый никель (это не сместит равновесия).

The equilibrium will be displaced to the left and pure nickel will be produced from $\text{Ni}(\text{CO})_4$ if we:

- a) increase the temperature;
- b) reduce the pressure;
- c) reduce the concentration of CO .

Равновесие сместится влево с образованием чистого никеля из $\text{Ni}(\text{CO})_4$, если:

- а) повысить температуру;
- б) понизить давление;
- в) уменьшить концентрацию CO .

✓ *You must acquire the skills to use Le Chatelier's principle to select the most favorable conditions for reactions and to get the skills to shift any reversible equilibrium reaction in desired direction.*

✓ *Необходимо научиться использовать принцип Ле Шателье для выбора наиболее благоприятных условий протекания реакции и приобрести навыки смещения равновесия любой обратимой реакции в нужном направлении.*

4.3. Special equilibrium constants in aqueous solutions

4.3. Особые константы равновесия в водных растворах

Among the equilibrium constants in aqueous solutions particularly important constants are:

- constant of water ionization;
- ionization constants of weak acids and
 - ionic product .

These constants are given in the ref-

Среди констант равновесия в водных растворах особое значение имеют следующие:

- константа ионизации воды;
- константы ионизации (диссоциации) слабых кислот;
- произведение растворимости.

erence books. Some of them are given in appendix 2.

All the other constants, may be calculated for these constants.

Constant of water ionization or ion product of water K_W

Water is a very strong chemical compound and a very weak electrolyte. Water dissociates in a very small extent, nevertheless the special device can detect a very small concentration of the H^+ ions in pure water. As the concentration of H^+ ions strongly affects the reactions in aqueous solutions it is necessary to look after the concentration of H^+ carefully.



Pure water is a neutral solution, in which $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/l at 25 °C.

The expression for the equilibrium constant for ionization of water takes the form

$$K_W = [H^+] \cdot [OH^-].$$

K_W is called the ion-product constant, since it is the product of the molar concentrations of H^+ and OH^- ions at a particular temperature.

From the measured concentrations of

Они приведены в справочниках, некоторые из них даны в приложении 2.

Все остальные константы могут быть рассчитаны с помощью этих констант.

Константа ионизации воды или ионное произведение воды K_W

Вода – это очень прочное химическое соединение и очень слабый электролит. Вода ионизируется в малой степени, тем не менее, очень маленькую концентрацию ионов H^+ в чистой воде можно обнаружить с помощью специального прибора. Поскольку концентрация ионов H^+ сильно влияет на реакции, протекающие в водных растворах, за концентрацией H^+ внимательно следят.



В чистой воде равновесные концентрации ионов H^+ и OH^- одинаковы и равны $1,0 \cdot 10^{-7}$ моль/л при 25 °C.

Выражение для константы равновесия имеет вид:

$$K_B = K_W = [H^+] \cdot [OH^-].$$

Константу K_W называют ионным произведением воды, так как она равна произведению молярных концентраций ионов, образующихся при диссоциации.

По измеренной концентрации

H^+ ions K_w is $1,0 \cdot 10^{-14}$ at $25^\circ C$.

Whether we have pure water or an aqueous solution of dissolved particles, the following relation always holds at $25^\circ C$.

When $[H^+] = [OH^-]$ the aqueous solution is said to be neutral.

In an acidic solution, there is an excess of H^+ ions and $[H^+] > [OH^-]$.

In a basic solution, there is an excess of hydroxide ions, so $[H^+] < [OH^-]$.

In practice, we can change the concentration of either H^+ or OH^- ions in solution, but we cannot vary both of them independently. If we arbitrarily change the concentration of H^+ , the concentration of OH^- ions changes so that $[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

Example 1

Let us add hydrochloric acid to water so that its concentration is equal to $0,1 \text{ mol/l}$.

As the HCl is the strong acid, the $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$. The concentration of OH^- ions is $10^{-14} / 10^{-1} = 10^{-13}$.

Thus, even in an acidic solution a certain amount of ions OH^- will remain, although its concentration will be extremely low.

ионов H^+ при $25^\circ C$ K_w равна $1,0 \cdot 10^{-14}$.

Когда $[H^+] = [OH^-]$, раствор считается нейтральным.

В кислых растворах есть избыток ионов H^+ и $[H^+] > [OH^-]$.

В щелочных (основных) растворах есть избыток OH^- и $[H^+] < [OH^-]$.

На практике мы можем произвольно изменять концентрацию либо H^+ , либо OH^- , но не можем сразу независимо изменить концентрацию и H^+ , и OH^- . Если мы произвольно изменим концентрацию H^+ , то и концентрация OH^- изменится так, что всегда будет выполняться уравнение $[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

Пример 1

Добавим к воде соляной кислоты так, что ее концентрация будет равна $0,1 \text{ моль/л}$.

Так как HCl – сильная кислота, то $[H^+] = 10^{-1} \text{ моль/л}$. Концентрация OH^- будет равна $10^{-14} / 10^{-1} = 10^{-13}$.

Таким образом, и в кислом растворе сохранится некоторое количество ионов OH^- , хотя их концентрация и будет чрезвычайно мала.

Example 2

Let us add water to alkali NaOH, so that its concentration is equal to 0,1 mol/l. Since NaOH is a strong electrolyte, the $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/l. H^+ concentration is equal to $10^{-14} / 10^{-1} = 10^{-13}$.

Thus, in an alkaline solution a certain amount of H^+ will be preserved while the concentration will be very low.

The examples show that the concentration of H^+ ions and OH^- change within very wide limits, so to express their concentration we use a logarithmic scale, namely the pH scale.

The pH of a solution is defined as the negative logarithm of the hydrogen ion concentration (in mol/l), similarly, pOH is defined:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}^+], \\ \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-].\end{aligned}$$

Example 3

If the $[\text{H}^+] = 10^{-1}$, $\text{pH} = 1$;

if the $[\text{H}^+] = 10^{-13}$, $\text{pH} = 13$, a $\text{pOH} = 1$.

In a logarithmic scale, or p -scale, equilibrium constants are also measured.

$$K_w = 10^{-14}, pK_w = 14.$$

Пример 2

Добавим к воде щелочь NaOH, так что ее концентрация будет равна 0,1 моль/л. Так как NaOH – сильный электролит, то $[\text{OH}^-] = 10^{-1}$ моль/л. Концентрация H^+ будет равна $10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$.

Таким образом, и в щелочном растворе сохранится некоторое количество H^+ , хотя их концентрация и будет очень мала.

Примеры показывают, что концентрация ионов H^+ и OH^- может изменяться в очень широких пределах, поэтому для выражения их концентрации используют логарифмическую шкалу, а именно pH-шкалу.

pH растворов определяют как отрицательный десятичный логарифм концентрации H^+ , измеренной в моль/л. Аналогичным образом определяют pOH:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg [\text{H}^+], \\ \text{pOH} &= -\lg [\text{OH}^-].\end{aligned}$$

Пример 3

Если $[\text{H}^+] = 10^{-1}$, $\text{pH} = 1$;

если $[\text{H}^+] = 10^{-13}$, $\text{pH} = 13$, a $\text{pOH} = 1$.

Константы равновесий также измеряют в логарифмической или p -шкале.

$$K_w = 10^{-14}, pK_w = 14.$$

It is obviously, that $pH + pOH = pK_w = 14$ at 25°C.

In acidic solution $[H^+] > 10^{-7}$, $pH < 7$;

in alkaline solution $[H^+] < 10^{-7}$, $pH > 7$;

in neutral solutions $[H^+] = 10^{-7}$, $pH = 7$

Очевидно, что $pH + pOH = pK_w = 14$ при 25°C.

В кислом растворе $[H^+] > 10^{-7}$, $pH < 7$;

в щелочном – $[H^+] < 10^{-7}$, $pH > 7$;

в нейтральном – $[H^+] = 10^{-7}$, $pH = 7$.

To measure the pH using a pH meters, they can measure the concentration of H^+ ion in the range of 10^{-15} to 10 mol/l.

Для измерения pH используют приборы pH-метры, которые могут измерять концентрацию H^+ в интервале от 10^{-15} до 10 моль/л.

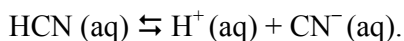
✓ *The definition of pH in neutral, acidic and alkaline solutions should be remembered good.*

✓ *Следует хорошо запомнить определение для pH и возможные значения pH в нейтральных, кислых и щелочных растворах.*

The acidity constants

The ionization reactions of weak acids are reversible and we can write an expression for the ionization constant.

Example 1



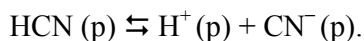
$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}.$$

The ionization constants of acids are commonly called acidity constants and are referred to as K_a .

Константы кислотности

Реакции ионизации слабых кислот являются обратимыми, и мы можем записать выражение для константы равновесия.

Пример 1

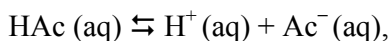


$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}.$$

Константы ионизации кислот обычно называют константами кислотности и обозначают K_d или K_a .

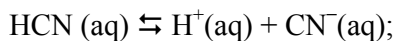
The magnitude of the equilibrium constant for an ionization reaction can be used to determine the relative strengths of acids. The higher the acidity constant is, the stronger the acid is.

Let us compare the value of the acidity constants of two acids:



$$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5};$$

and



$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}.$$

The HCN acid is weaker and gives less acid ions H^+ than the acetic acid when their concentrations in the solution are the same.

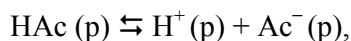
Often the values of pK_a are given in the references, (for HCN – $pK_a = 9,31$, for HAc – $pK_a = 4,76$).

The higher the value K_a is, the weaker the acid is.

Polyprotic acid are ionized with the loss of one H^+ ion in several stages. Each stage has its ionization constant, usually for the first stage it is higher, and then decreases.

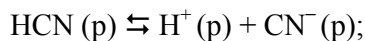
Чем больше константа кислотности, тем сильнее кислота.

Сравним величины констант кислотности двух кислот:



$$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5};$$

и



$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}.$$

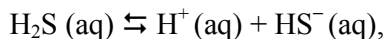
Кислота HCN слабее, она дает меньше ионов H^+ , чем уксусная кислота, если концентрации кислот в растворе одинаковы.

В справочниках часто приводят значения pK_a (для HCN: $pK_a = 9,31$ и для HAc: $pK_a = 4,76$).

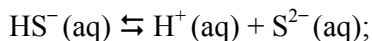
Чем значение pK_a больше, тем кислота слабее.

Полипротонные кислоты (содержат несколько ионов H^+) ионизируются с последовательной потерей иона H^+ по одному. Каждая стадия ионизации имеет свою константу, как правило, для первой стадии она большая, а затем последовательно уменьшается.

Example 2

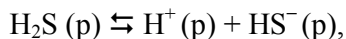


$$K_a = 1 \cdot 10^{-7};$$

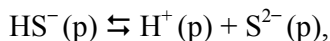


$$K_a = 1,2 \cdot 10^{-13}.$$

Пример 2



$$K_{a1} = 1 \cdot 10^{-7};$$



$$K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-13}.$$

The Solubility Products

When a slightly soluble ionic compound is added to water, its small amount goes into the solution and an equilibrium between the pure solid and the solution of its ions is established.

For example, when the poorly soluble salt BaSO_4 is dissolved in water, the equilibrium can be written as follows:



The equilibrium constant for this reaction is $K = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$.

The solid compounds are not included into the equilibrium constant.

The equilibrium constant for a slightly soluble ionic compound with its ions in the solution is called the solubility product and it is designated as K_{SP} or SP .

The expression for the K_{SP} or SP is written as any equilibrium constant.

Произведения растворимости

Когда малорастворимое соединение добавляют к воде, некоторое его количество переходит в раствор; устанавливается равновесие между твердым соединением и его ионами в растворе.

Например, когда малорастворимую соль BaSO_4 растворяют в воде, то устанавливающееся равновесие можно описать следующим образом:



Константа этого равновесия имеет вид: $K = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$.

Заметим, что твердое вещество не включено в константу равновесия.

Константу равновесия для малорастворимого ионного соединения, находящегося в равновесии с его ионами в растворе, называют произведением растворимости и обозначают ПР .

$$\text{ПР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

Выражение для ПР записывают точно так же, как любую константу

K_{sp} or SP is called the ion-product because it is the product of equilibrium concentrations of poorly soluble compounds of the ions.

The value K_{sp} or SP allows to calculate the equilibrium concentrations of ions passed into solution.

The equilibrium concentration of Ba^{2+} ions can be found from the value of SP ($BaSO_4$) this value is $1,8 \cdot 10^{-10}$. Taken into account that $[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$ we find that $[Ba^{2+}] = 1,3 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

If we add soluble salt Na_2SO_4 into the solution with the precipitate $BaSO_4$, the equilibrium concentration of Ba^{2+} ions will noticeably reduce, so that their product of $[Ba^{2+}] [SO_4^{2-}]$ remains constant. All equilibrium constants do not depend on it the initial concentration of the ions in the solutions. Since $[SO_4^{2-}]$ becomes equal to 1 mol/l, $[Ba^{2+}] = 1,3 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

Here is an example of the recording of SP for sparingly soluble salt $PbCl_2$. Let us compare the equilibrium concentrations of Pb^{2+} ions in the solutions above precipitation PbI_2 , $PbCl_2$ and PbF_2 , if the value of the SP to them are respectively: $8,7 \cdot 10^{-9}$;

равновесия, а ионным произведением называют потому, что ПР равно произведению равновесных концентраций ионов малорастворимого соединения.

Чем значение ПР меньше, тем соединение менее растворимо.

Значение ПР позволяет рассчитывать равновесные концентрации ионов, перешедших в раствор.

Равновесная концентрация ионов Ba^{2+} может быть найдена из значения ПР для $BaSO_4$, Это значение равно $1,8 \cdot 10^{-10}$. Учитывая, что $[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$, находим, что $[Ba^{2+}] = 1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Если к раствору с осадком $BaSO_4$ добавить растворимую соль Na_2SO_4 , то равновесная концентрация ионов Ba^{2+} заметно уменьшится, но произведение $[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$ останется постоянным. Все константы равновесия не зависят от начальных концентраций ионов растворе. Так как $[SO_4^{2-}]$ станет равной 1 моль/л, то $[Ba^{2+}] = 1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Приведем пример записи ПР для малорастворимой соли $PbCl_2$ и сравним равновесные концентрации Pb^{2+} в растворах над осадками PbI_2 , $PbCl_2$ и PbF_2 , если значения ПР для них соответственно равны: $8,7 \cdot 10^{-9}$; $1,7 \cdot 10^{-5}$; $2,7 \cdot 10^{-8}$.

$1,7 \cdot 10^{-5}$; $2,7 \cdot 10^{-8}$.

It can be seen from the values of SP that the worst of the salt dissolves is PbI_2 , and the best of all is PbCl_2 .

$$\text{SP}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

If we write the expression for Q reaction of the precipitation dissolution, it is an expression of a similar equilibrium constant, which includes no equilibrium but the arbitrary values of concentration; we can formulate the conditions of precipitation.

If $Q > \text{SP}$, the precipitation is formed.

The expression for Q to PbCl_2 salt

$$Q = C(\text{Pb}^{2+}) \cdot C^2(\text{Cl}^-).$$

Example 1

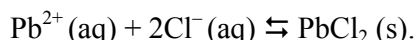
If we add HCl solution with the concentration $0,1 \text{ mol/l}$ into the solution $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ with the concentration 10^{-5} mol/l , the precipitation is not formed, as

$$Q = 10^{-5} \cdot (10^{-1})^2 = 10^{-7};$$

$$Q < \text{PP}(\text{PbCl}_2);$$

$$\text{PP}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

The ionic equation for the reaction of formation PbCl_2 precipitation is as follows:



It is easy to notice that the reaction of the precipitation formation is the reverse reaction of the precipitation dissolution,

Из значений ПР видно, что хуже всего растворяется соль PbI_2 , а лучше всего – PbCl_2 .

$$\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

Если мы запишем выражение для Q для реакции растворения осадка, то есть выражение аналогичное константе равновесия, но в которое входят не равновесные, а произвольные значения концентраций, мы сможем сформулировать условия выпадения осадка.

Если $Q > \text{ПР}$, то образуется осадок.

Выражение для Q для соли PbCl_2

$$Q = C(\text{Pb}^{2+}) \cdot C^2(\text{Cl}^-).$$

Пример 1

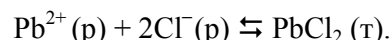
Если к раствору с концентрацией $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, равной 10^{-5} моль/л , добавить раствор HCl с концентрацией $0,1 \text{ моль/л}$, то осадок PbCl_2 не образуется, так как

$$Q = 10^{-5} \cdot (10^{-1})^2 = 10^{-7};$$

$$Q < \text{ПР}(\text{PbCl}_2);$$

$$\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

Ионное уравнение для реакции образования осадка PbCl_2 имеет вид:



Нетрудно заметить, что реакция образования осадка является обратной по отношению к реакции растворения

and hence the reaction constant of the formation will be equal to $1/SP$.

The reactions of the formation and the dissolution of the precipitation are often used both in industries, and in chemical laboratories.

осадка, а значит, константа реакции образования осадка будет равна $1/ПР$.

Реакции образования и растворения осадков часто используются как в промышленности, так и в химической лаборатории.

✓ *You have to acquire the skills how to compare powers of acids, using the acidity constants and how to compare the solubility of compounds, using the value of the solubility products.*

✓ *Необходимо научиться сравнивать силу кислот, используя константы кислотности, и растворимость соединений по значениям произведений растворимости.*

Chapter 5. Precipitation reactions and acid-base reactions

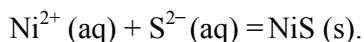
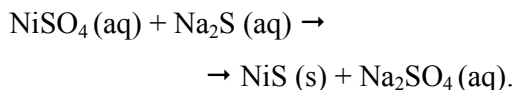
Глава 5. Реакции образования осадков и кислотно-основные реакции

5.1. Precipitation reactions

5.1. Реакции образования осадков

One common type of reaction that occurs in aqueous solution is the precipitation reaction, which results in the formation of an insoluble product, or precipitation. A precipitate is an insoluble solid that is separated from the solution.

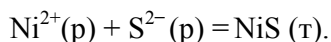
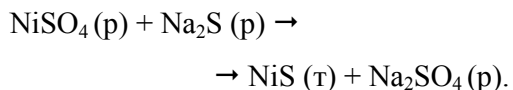
The formation of precipitates can be the result of mixing of aqueous solutions of initial substances. For example, when an aqueous solution of sulfide sodium Na_2S is added to an aqueous solution of sulfate nickel NiSO_4 , the black precipitate of NiS is formed:



To predict the possibility of precipitate formation, it is useful to remember some useful information on the solubility

Распространённым типом реакции в водных растворах является реакция осаждения, которая приводит к формированию нерастворимого продукта или осадка. Осадок — это нерастворимое твердое вещество, которое выделяется из раствора.

Осадок может образоваться в результате смешивания водных растворов исходных веществ. Например, когда водный раствор сульфида натрия Na_2S добавляют к водному раствору сульфата никеля NiSO_4 , то образуется черный осадок NiS :



Чтобы предвидеть возможность образования осадка, важно знать полезную информацию о растворимости

of the compounds.

соединений.

✓ *It is useful to remember: as a rule, salts of alkali metal (Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) and ammonium (NH_4^+) and also nitrates (NO_3^-) are soluble. The majority of salts (except of salts of alkaline metals and ammonium) with anions are not soluble (CO_3^{2-} (carbonates), PO_4^{3-} (phosphates), S^{2-} (sulfides)), and also hydroxides of all metals, excluding alkali and alkaline earth metals.*

✓ *Следует запомнить, что хорошо растворимы соли щелочных металлов (Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) и соли аммония (NH_4^+), а также нитраты (соли с анионом NO_3^-). Практически не растворяется в воде большинство солей (кроме солей щелочных металлов и солей аммония) с анионами (CO_3^{2-} (карбонаты), PO_4^{3-} (фосфаты), S^{2-} (сульфиды)), а также гидроксиды всех металлов, кроме щелочных и щелочноземельных.*

The class of acid-base reactions is the most extensive and widely used in industry and in chemical laboratories.

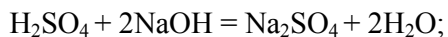
Самым обширным и широко используемым в промышленности и в химических лабораториях является класс кислотно-основных реакций.

5.2. Acid-base reactions

5.2. Кислотно-основные реакции

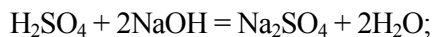
Classic examples of acid-base reactions are reactions between acids and bases. Such reactions are referred to as neutralization reactions.

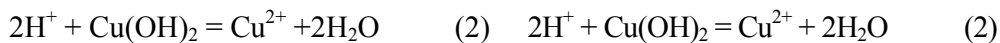
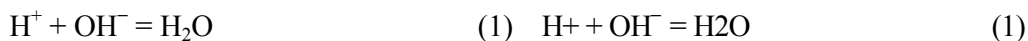
Two examples of the neutralization reactions:



Классическими примерами кислотно-основных реакций являются реакции между кислотами и основаниями. Такие реакции называются реакциями нейтрализации.

Примеры реакций нейтрализации:





Neutralization reactions produce water and salt.

Продуктами реакций нейтрализации являются соль и вода.

Acid + base = salt + water.

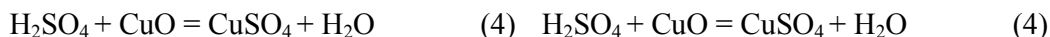
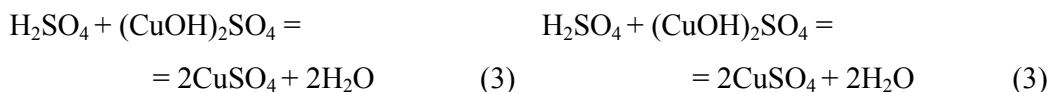
Кислота + основание = соль + вода.

For simplicity, we will omit the symbols that indicate the state of compounds in solution and the aggregation state of H_2O .

В дальнейшем для простоты будем опускать символы, указывающие на присутствие соединений в растворе и на агрегатное состояние.

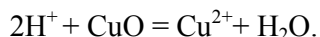
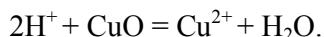
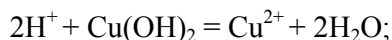
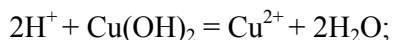
Let us pay attention to the products in the group reactions:

Обратим внимание на продукты в группе реакций:



It is easy to notice that the products are identical in all these reactions, although sulfuric acid reacts with not only base (2), and also the base salt (3) and the base oxide (4). Thus, these reactions can also be combined into one group. To see the cause of these common let us write these reactions as net ionic equations:

Нетрудно заметить, что продукты одинаковы во всех этих реакциях, хотя в них с кислотой реагируют не только основание (2), но и основная соль (3) и основной оксид (4). Таким образом, эти реакции было бы целесообразным объединить в одну группу. Чтобы увидеть причину общности этих реакций, запишем для них краткие ионные уравнения:



Johannes Bronsted and Thomas Lowry proposed (in 1923) that the essential feature of an acid–base reaction is the transfer of a hydrogen ion, H^+ , from one particles to another.

The hydrogen ion is an H-atom, the nucleus of which contains only one proton, and it has lost a single electron, i. e., H^+ is a proton.

Note that the H^+ ion is a hydrogen atom that has lost its electron; that is, it is just a bare proton.

The size of a proton is about 10^{-15} m, whereas the order of the size of atoms is $\sim 10^{-10}$ m. Such an exceedingly small charged particle cannot exist as a separate entity in aqueous solution owing to its strong attraction for the negative pole (the O atom) in H_2O . Consequently, the proton exists in the hydrated form of H_3O^+ .

The ion H_3O^+ , is called the hydronium ion.

We should record the reactions with H_3O^+ instead of the H^+ ion. However, for simplicity instead of H_3O^+ it is still correct to record H^+ . The reactions (1–4) are reactions of transference of a proton or H^+ ion from one particle to another.

Йоханнес Бренстед и Томас Лоури в 1923 году предположили, что главной чертой кислотно-основных реакций является перенос иона H^+ от одних частиц к другим.

Ион водорода – это потерявший единственный электрон атом H, ядро которого содержит только один протон, т. е. H^+ – это протон.

Размер протона примерно равен 10^{-15} м, тогда как порядок размеров атомов $\sim 10^{-10}$ м.

Такая исключительно маленькая заряженная частица, как катион H^+ , не может существовать отдельно в водном растворе, так как испытывает сильное электростатическое притяжение к отрицательному полюсу (атому O) в молекуле H_2O . Соответственно протон существует в форме H_3O^+ .

Ион H_3O^+ называют ионом гидроксония. Ион гидроксония гидратирован.

Реакции в водных растворах следовало бы записывать с участием H_3O^+ , а не иона H^+ . Однако для простоты вместо H_3O^+ все же записывают H^+ . Все рассмотренные выше реакции (1–4) являются реакциями переноса протона или иона H^+ от одних частиц к другим.

To extend the class of acid-base reactions we use the definitions of acid and base made by Bronsted.

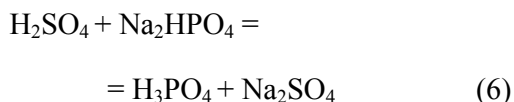
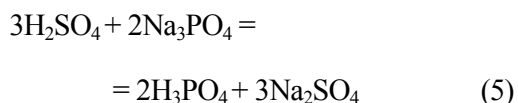
Bronsted defined acids as particles, which can be a donor of H^+ proton.

Bronsted definition of acids is not contrary to the Arrenius definition of acids, whereby acids can dissociate with the formation of H^+ .

Bronsted defined bases as particles, which can accept H^+ .

The Bronsted definition of acids and bases greatly expands the range of acids and bases and it unites several distinct groups of reactions in one general class.

We write net ionic equations for the reactions:



Чтобы расширить класс кислотно-основных реакций, используем формулировки кислоты и основания, сделанные Бренстедом.

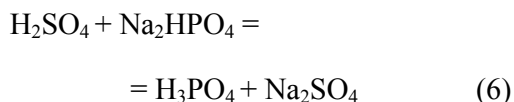
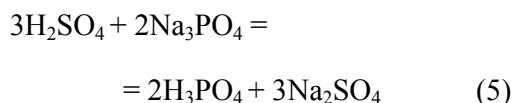
Кислоты по Бренстеду – это частицы, способные быть донорами протона H^+ .

Определение кислот по Бренстеду не противоречит определению кислот по Аррениусу, в соответствии с которым кислоты – это соединения, способные диссоциировать с образованием ионов H^+ .

Основания по Бренстеду – это частицы, способные присоединять H^+ .

Определение кислот и оснований, данное Бренстедом, сильно расширяет круг кислот и оснований и позволяет объединить несколько отдельных групп реакций в один класс кислотно-основных реакций.

Запишем краткие ионные уравнения для реакций:



Краткие ионные уравнения для ре-

Net ionic equations (5–7):

- $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{H}_3\text{PO}_4$;
- $2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} = \text{H}_3\text{PO}_4$;
- $\text{H}^+ + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+$.

The net ionic equations show that the reactions (5–7) also belong to proton transfer reactions. Anions of weak acid and NH_3 in these reactions play a role of acceptors of H^+ , not only bases and basic oxides as in reactions (1–4).

Let us summarize, what compounds can attach H^+ from acids.

With hydrogen ion will interact:

- OH^- ;
- all compounds containing ion OH^- (bases and basic salts);
- basic oxides;
- salts with anions of weak acids, including acid salts;
- Ammonia NH_3 .

With OH^- ion will interact:

- H^+ ;
- all compounds containing ion H^+ (weak acid and acid salts)

акций (5–7):

- $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{H}_3\text{PO}_4$;
- $2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} = \text{H}_3\text{PO}_4$;
- $\text{H}^+ + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+$.

Из ионных уравнений видно, что реакции (5–7) также принадлежат к реакциям переноса протона. В роли акцептора в них выступают анионы слабых кислот (реакции 5 и 6) и NH_3 , а не только основания и основные оксиды, как в реакциях (1–4).

Обобщим, какие соединения могут присоединять H^+ из кислот, то есть играть роль акцептора H^+ .

С ионом водорода будут взаимодействовать:

- OH^- ;
- все соединения, содержащие ион OH^- (основания и основные соли);
- основные оксиды;
- соли с анионами слабых кислот, в том числе кислые соли;
- аммиак NH_3 .

С ионом OH^- будут взаимодействовать:

- H^+ ;
- все соединения, содержащие ион H^+ (слабые кислоты и кислые соли);

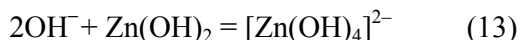
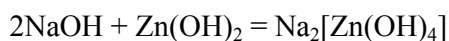
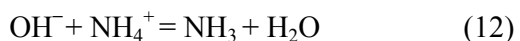
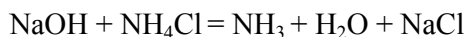
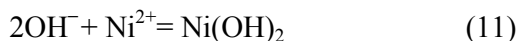
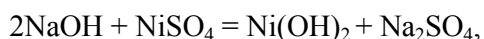
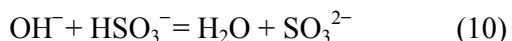
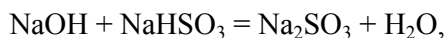
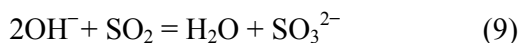
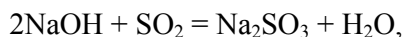
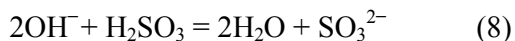
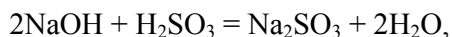
- acid oxides;
- salts of metals, excluding alkali and alkaline earth metals and salt of NH_4^+ ;
- amphoteric oxides, hydroxides.

- кислотные оксиды;
- соли всех металлов, кроме щелочных и щелочноземельных металлов, и соли аммония;
- амфотерные оксиды и гидроксиды.

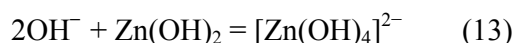
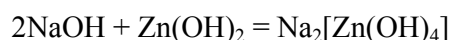
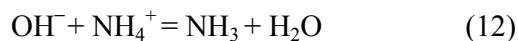
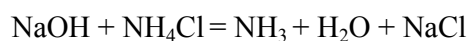
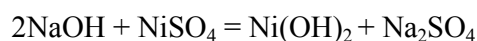
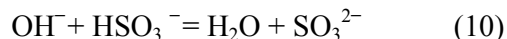
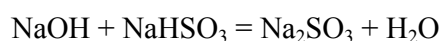
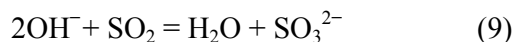
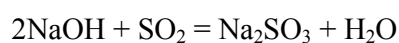
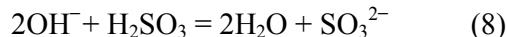
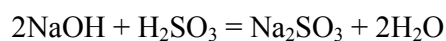
✓ *This information is useful to remember, since the reaction with acids and alkali are common and they have widely practical use.*

✓ *Эту информацию полезно запомнить, поскольку реакции с кислотами и щелочами распространены и имеют широкое практическое применение.*

Let us give some examples of alkali reactions (NaOH) with various compounds.



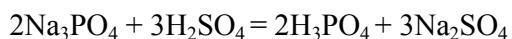
Приведем примеры реакций щелочи (NaOH) с различными соединениями.



When acids react with salts of weak acids, their anions accept H^+ . However, anions of weak acids may also accept H^+ from water.

The interaction of salts of weak acids with water flows to a small extent, because water is a strong compound, and anion can accept only one of H^+ from HOH .

Let us compare two reactions:

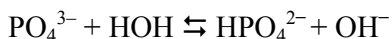


and



The reaction of Na_3PO_4 salt with the acid goes essentially to completion and ion PO_4^{3-} attaches three H^+ from the acid. The acid is a good donor of H^+ .

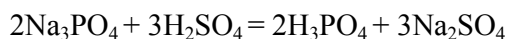
The reaction salt with water proceeds reversibly (as indicated by the sign \rightleftharpoons) and with the formation of acid salt, ion PO_4^{3-} attaches only one H^+ , since water is a very weak donor of H^+ . However, the essence of the two reactions is the transfer of H^+ ion to an acceptor PO_4^{3-} .



Анионы слабых кислот являются акцепторами H^+ . Поэтому соли этих кислот реагируют с кислотами, но они могут реагировать также и с ионом H^+ из воды.

Взаимодействие солей слабых кислот с водой протекает в незначительной степени, так как H_2O является прочным соединением, и анион способен присоединить только один H^+ из HOH .

Сравним две реакции:

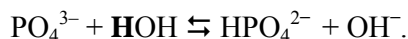


и



Реакция соли Na_3PO_4 с кислотой протекает практически полностью с образованием слабой кислоты, то есть ион PO_4^{3-} присоединяет три H^+ , поскольку кислота H_2SO_4 – хороший донор H^+ .

Реакция с водой протекает обратимо (на это указывает знак \rightleftharpoons) и с образованием кислой соли Na_2HPO_4 , то есть анион PO_4^{3-} присоединяет только один H^+ , поскольку вода – очень слабый донор H^+ . Но суть обеих реакций состоит в переносе H^+ к акцептору PO_4^{3-} .



The reactions of salts with water are called hydrolysis.

Obviously, the reactions of the hydrolysis also belong to proton transfer reactions i.e. to acid-base reactions but they often are isolated in a separate group.

Реакции солей с водой называют гидролизом.

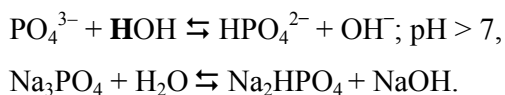
Очевидно, что реакции гидролиза входят в класс реакций переноса H^+ , т. е. в класс кислотно-основных реакций, хотя эти реакции часто выделяют в отдельную группу.

5.3. Hydrolysis

5.3. Гидролиз

Hydrolysis is the reaction of an anion or a cation of a salt, or both, with water. Salt hydrolysis usually affects the pH of a solution. Salts containing cations of alkali or alkaline earth metal and anions of a strong acid do not undergo hydrolysis, and their solutions are neutral ($pH = 7$).

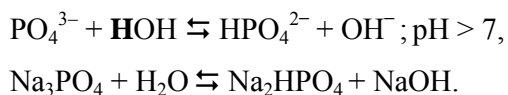
Salts with anions of weak acids, as was already previously mentioned, interaction with water, since an anion of weak acid is capable to attach H^+ ion from water. In this reaction, the solution becomes the alkaline one ($pH > 7$).



Salts formed by the cations of all metals, except of alkali or alkaline earth metals, and anions of strong acids, undergo hydrolysis.

Гидролиз – это реакция катиона или аниона соли (или их обоих) с водой. Гидролиз обычно изменяет pH раствора. Соли, содержащие катионы щелочных и щелочноземельных металлов и анионы сильных кислот, гидролизу не подвергаются, и раствор остается нейтральным ($pH = 7$).

Соли с анионами слабых кислот, как уже отмечалось ранее, взаимодействуют с водой, так как анионы слабых кислот способны присоединять ион H^+ из воды. В этой реакции образуется щелочь, и раствор становится щелочным ($pH > 7$).



Соли, образованные катионами всех металлов (кроме щелочных и щелочноземельных) и анионами сильных кислот, гидролизуются.

ysis and form the acidic medium ($\text{pH} < 7$).

Example 1



The hydrolysis is usually described by the system of chemical equations.

1. The equation of the salt dissociation is recorded. Salts are strong electrolytes that completely dissociate in water.

2. Write the equation of water ionization is written. This reaction is reversible, it is indicated by the sign of the reversibility \rightleftharpoons .

3. It is decided, what salt ion can attach either H^+ or OH^- .

4 The reversible reaction of this ion with water is recorded; and near with ion equation it is necessary to indicate the deviation pH from 7.

Note that the salt ions can attach only one H^+ or OH^- ion from water.

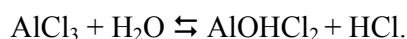
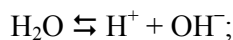
5. The molecular equation of reversible reaction of salt with water is recorded.

Example 2



подвергаются гидролизу и создают кислую среду.

Пример 1



Гидролиз обычно описывается системой химических уравнений.

1. Записывают уравнение диссоциации соли. Соли – сильные электролиты, они диссоциируют полностью.

2. Записывают уравнение ионизации воды. Эта реакция обратима, на что указывает знак обратимости \rightleftharpoons .

3. Выбирают, какой ион соли может присоединять H^+ или OH^- из воды.

4. Записывают обратимую реакцию этого иона с водой, и рядом с ионным уравнением указывают отклонение pH раствора от 7.

Обратите внимание, что ион соли при обычных условиях может присоединить только один H^+ или один ион OH^- из воды.

5. Записывают молекулярное уравнение обратимой реакции соли с водой.

Пример 2





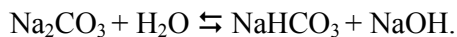
We have considered salts in which only one ion undergoes hydrolysis. In the case of salts in which both the cation and the anion hydrolyze, the solution may be acidic, basic, or neutral depending on the relative strengths of the weak acid and the weak base.

In some cases, when both the cation and the anion are hydrolyzed, the hydrolysis may proceed almost irreversibly with the formation of precipitate of the corresponding base and the weak acid.

It is true for multiply- charged cations such as Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} and anions of very weak and volatile acids (CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-}). The forming of precipitation and gas evolution shifts the equilibrium to the right and hydrolysis reaction can be fully completed.

Example 3

When we mix the solution of AlCl_3 and Na_2CO_3 solution, gas evolution and the formation of the precipitate are observed. Two ions CO_3^{2-} and Al^{3+} take part in the



Мы рассмотрели соли, в которых только один ион, катион или анион, подвергается гидролизу. В тех солях, в которых и катион, и анион могут подвергаться гидролизу, раствор может быть кислым, щелочным или нейтральным в зависимости от силы соответствующих этим ионам кислот и оснований.

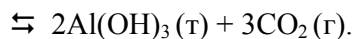
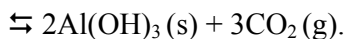
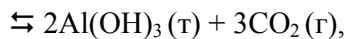
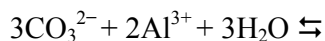
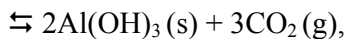
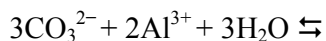
В некоторых случаях, когда гидролизу подвергаются и катион, и анион, гидролиз может протекать практически необратимо с образованием осадка соответствующего основания и слабой кислоты.

Это справедливо для многозарядных катионов Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} и анионов очень слабых и летучих кислот (CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-}). Образование осадка и выделение газа смещает равновесие гидролиза вправо, и реакция может завершиться полностью.

Пример 3

Когда мы смешиваем раствор AlCl_3 и раствор Na_2CO_3 , наблюдается выделение газа и образование осадка. В гидролизе участвуют два иона: CO_3^{2-} и Al^{3+} .

hydrolysis.



✓ *You must acquire the skills to predict change in pH solutions due to hydrolysis of the salts and record net ion and molecular equations of hydrolysis.*

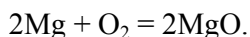
✓ *Необходимо уметь предсказывать изменение pH растворов из-за гидролиза солей и записывать ионные и молекулярные уравнения гидролиза.*

Chapter 6. Oxidation-reduction reactions

Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции

The class of the reactions called oxidation-reduction, or redox reactions includes reactions with the transfer of electrons from one atom to another. The redox reactions are also defined as reactions, where oxidation numbers of one or more elements change.

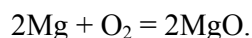
Oxidation-reduction reactions are an important part of the world around us, for example, reactions of burning of fuels; corrosion of metals (rusting of iron). Most metallic and nonmetallic elements are obtained from their ores by the processes of reduction. A simple example of oxidation-reduction reaction is burning of magnesium in air.



In the formation of oxide, magnesium is oxidized. Originally chemists used the term “*oxidation*” to denote the combination of elements with oxygen. However, this term now has a broader meaning and includes reactions without oxygen.

Класс реакций, называемых окислительно-восстановительными, или ОВР, включает реакции, в которых происходит перенос электронов от одних атомов к другим. Также ОВР определяют как реакции, в которых изменяются степени окисления одного или более элементов.

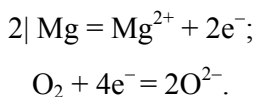
ОВР – важная часть окружающего нас мира. Примерами таких реакций являются реакции горения топлив, коррозия металлов, в частности, ржавление железа. Большинство металлов и неметаллов получают из руд путём восстановления или окисления. Простым примером ОВР является реакция горения магния на воздухе.



При образовании оксида магний окисляется. Первоначально химики использовали термин «*окисление*» для описания взаимодействий элементов с кислородом. Однако этот термин сейчас имеет более широкое значение и включает также реакции без участия кислорода.

The term “oxidation” refers to the half-reaction that involves loss of electrons.

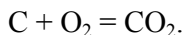
Magnesium oxide (MgO) is an ionic compound made up of Mg^{2+} and O^{2-} ions. In this reaction, metal Mg gives up or transfers electrons to oxygen atoms in O_2 . We can think that this process includes two separate steps: one involving the loss of two electrons by the Mg atom and the other being the gain of electrons by the O_2 molecule.



Magnesium is oxidized, donates electrons to oxygen. Oxygen is reduced, it accepts electrons from magnesium.

A reduction is a half-reaction that involves the gain of electrons.

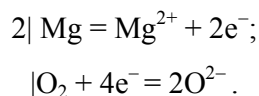
Another example of oxidation-reduction reaction is burning of carbon in air:



The oxide CO_2 is not an ion compound, it is a molecular compound, no electrons are actually transferred from carbon and oxygen during the formation

Термин «окисление» отражает полуреакцию, включающую в себя потерю электронов элементом.

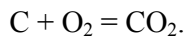
Оксид магния – это ионное соединение, которое состоит из ионов Mg^{2+} и O^{2-} . В этой реакции металл Mg передает электроны кислородным атомам из молекул O_2 . Мы можем полагать, что этот процесс состоит из двух стадий: первая включает в себя потерю двух электронов каждым атомом магния, а вторая – присоединение четырех электронов молекулой кислорода:



Магний окисляется, отдавая электроны кислороду, кислород восстанавливается; он присоединяет электроны, отданные магнием.

Восстановление – это полуреакция, включающая присоединение электронов.

Другой пример окислительно-восстановительной реакции – реакция горения угля на воздухе:



Оксид CO_2 – не ионное, а молекулярное соединение, и электроны в действительности не переходят от атома углерода к атомам кислорода при обра-

of CO_2 molecule as in the case of ionic oxide MgO . However, the chemists have found useful to show the transfer of the electrons from one atom to another.

To keep the transition of electrons in redox reactions, oxidation numbers are assigned to elements in compounds.

звании молекулы CO_2 . Тем не менее, химики нашли нужным показывать переход электронов от одного атома к другому.

Чтобы отслеживать переход электронов в окислительно-восстановительных реакциях, элементам в соединениях назначают определенные степени окисления.

6.1.Oxidation numbers.

6.1. Степени окисления

The oxidation number is often defined as a charge, which an atom would have got if all its bonding electrons were transferred completely to the atoms that have the greater attraction for electrons.

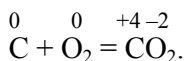
Oxygen has a great attraction for electrons, so oxygen is assigned the oxidation number (-2) in the most of compounds.

Oxidation number of C in CO_2 molecule is $+4$, because two oxygen atoms gain four electrons that are given by a carbon atom. An oxidation number is written above the element symbols. The sign of oxidation numbers is written before the number.

Степень окисления часто определяют как заряд, который бы приобрел атом, если бы все электроны, связывающие его с другими атомами, перешли бы полностью к элементам с большим сродством к электрону.

Поскольку кислород имеет сильное сродство к электрону в большинстве соединений, ему присваивают степень окисления (-2) .

Степень окисления углерода в молекуле CO_2 равна $+4$, поскольку два кислородных атома присоединяют четыре электрона, которые переданы атомом углерода. Степень окисления записывают выше символа элемента. При указании степеней окисления знак записывают перед числом.



To assign the oxidation numbers of elements in chemical compounds there are some rules.

Rules for assigning an oxidation number to an element.

1. The oxidation number of an element in simple substances (no matter if they are monatomic, diatomic, or polyatomic) is zero.

2. The oxidation number of a monatomic ion is the same as its charge.

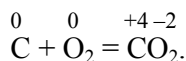
For example, the oxidation number of $\text{Mg}^{2+} = +2$, $\text{Cl}^- = -1$.

3. Hydrogen is assigned an oxidation state +1 in its compounds with nonmetals and (-1) in its compounds with active metals.

4. Oxygen is normally assigned an oxidation state of (-2) in compounds, with two exceptions: in compounds that contain oxygen-fluorine or oxygen-oxygen bonds.

5. The oxidation number of any alkali metals is +1, of metals from groups 2 the oxidation number is +2.

6. The oxidation number of fluorine in chemical compounds is always (-1). Other halogens usually have oxidation



Для назначения степени окисления элементам в соединениях существует несколько правил.

Правила определения степени окисления элемента

1. Степень окисления элемента в простых веществах (независимо от того являются ли они одно-, двух- или полиатомными), равна нулю.

2. Степень окисления моноатомного иона совпадает с зарядом иона.

Например, степень окисления $\text{Mg}^{2+} = +2$; степень окисления $\text{Cl}^- = -1$.

3. Водороду назначают степень окисления +1 во всех его соединениях с неметаллами и степень (-1) в соединениях с активными металлами.

4. Кислороду назначают степень окисления (-2) во всех соединениях, за исключением соединений с O—O и O—F связями.

5. Степень окисления щелочных металлов равна +1, а у металлов из второй группы равна +2.

6. Степень окисления F в соединениях равна (-1), другие галогены также имеют степень окисления (-1),

states of (-1) as well, except when combined with oxygen or other halogens.

7. The sum of the oxidation numbers of all the atoms in a neutral molecule is 0, and in an ion, it must be equal to the charge of the ion.

If we designate an oxidation number of the element by X_E , the index of the element in the formula by X_E , and the charge of the ion by z , rule 7 can be written in the following way

$$\sum i_E \cdot X_E = z.$$

Examples of the use of this equation for compounds: SO_3 , SO_3^{2-} , CrOOH , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

We can calculate the oxidation number with the help of the following equations:

1) SO_3 : $X_S + 3(-2) = 0$; $X_S = +6$;

2) SO_3^{2-} : $X_S + 3(-2) = -2$; $X_S = +4$;

3) CrOOH : $X_{\text{Cr}} + 2(-2) + 1 = 0$;

$X_{\text{Cr}} = +3$;

4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: $2(+1) + 2X_{\text{Cr}} + 7(-2) = 0$; $X_{\text{Cr}} = +6$.

Oxidation is the loss of electrons. An element is oxidized, when oxidation number raises. Reduction is the gain of electrons. An element is reduced, when its oxidation number decreases.

за исключением соединений, в которых галогены связаны с кислородом или другим галогеном.

7. Алгебраическая сумма всех степеней окисления в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Если мы обозначим степень окисления элемента (E) символом X_E , подстрочный индекс в химической формуле – i_E , заряд иона – z , то седьмое правило можно записать в виде уравнения

$$\sum i_E \cdot X_E = z.$$

Примеры использования данного уравнения для определения степени окисления в соединениях SO_3 , SO_3^{2-} , CrOOH , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

1) SO_3 : $X_S + 3(-2) = 0$; $X_S = +6$;

2) SO_3^{2-} : $X_S + 3(-2) = -2$; $X_S = +4$;

3) CrOOH : $X_{\text{Cr}} + 2(-2) + 1 = 0$;

$X_{\text{Cr}} = +3$;

4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: $2(+1) + 2X_{\text{Cr}} + 7(-2) = 0$; $X_{\text{Cr}} = +6$.

Окисление – это потеря электронов. Элементы окисляются, когда их степень окисления увеличивается. *Восстановление* – это присоединение электронов, элемент восстанавливается, когда его степень окисления уменьшается.

Oxidants are substances that are capable to accept electrons; oxidants are reduced. In contrast, reductants are substances, that are capable to give electrons, reductants are oxidized.

Many important redox reactions take place in aqueous solutions. The equations of redox reactions in aqueous solutions are more complex and it is more difficult to balance these reactions, so we need a method for balancing oxidation-reduction reactions in aqueous solutions. One of such methods is the method of the half-reactions using oxidation numbers.

Окислители – это вещества, которые способны акцептировать электроны. Окислители восстанавливаются. И, наоборот, *восстановители* – это вещества, способные отдавать электроны. Восстановители окисляются.

Многие важные окислительно-восстановительные реакции протекают в водных растворах. Уравнения ОВР в водных растворах обычно сложные, в них труднее добиться баланса элементов, поэтому возникает необходимость в методах для уравнивания ОВР в водных растворах. Один из них – это метод полуреакций с использованием степеней окисления.

6.2. Equations of redox reactions

6.2. Уравнения окислительно-восстановительных реакций

Balancing redox reactions, using the half-reaction method

In the half-reaction method, the overall redox reaction is divided into an oxidation half-reaction and a reduction half-reaction. In each, it is needed to achieve the balance for elements and charges. It is needed to multiply the reductive and oxidative half-reactions by appropriate integers to obtain

Метод полуреакций для составления уравнений ОВР в растворах

В методе полуреакций общая реакция разбивается на полуреакции окисления и восстановления. В каждой из них необходимо добиться баланса всех элементов и зарядов. Надо умножить полуреакции на целые числа, позволяющие получить одинаковое число электронов в обеих полуреакци-

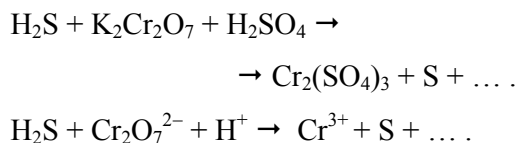
the same number of electrons in both half-reactions. Add the two half-reactions, cancel electrons and get the net ionic equation, and then write the molecular equation redox reaction.

Using of the half-reaction method consists of sequence of certain steps.

Step 1.

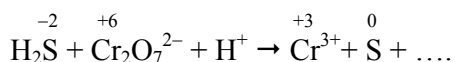
Write the unbalanced equation for the reaction in ionic form, according to the rules of recording the ionic equations.

For example we will consider the reaction:



Step 2.

Assign oxidation numbers of the elements, which change their oxidation numbers:



Step 3

Separate the reaction into two half-reactions:

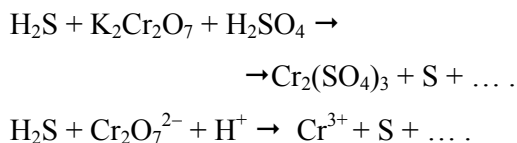
ях. После этого – сложить две полуреакции, исключая электроны, и получить суммарное ионное уравнение, а затем записать молекулярное уравнение ОВР.

Использование метода полуреакций состоит в последовательности определенных шагов.

Шаг 1.

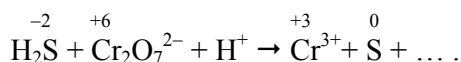
Записываем несбалансированное ионное уравнение ОВР в соответствии с правилами записи ионных уравнений, указывая исходные вещества и продукты.

В качестве примера рассмотрим следующую реакцию:



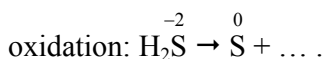
Шаг 2.

Назначаем степени окисления элементам, которые их изменяют:

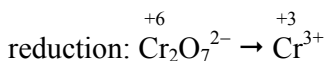


Шаг 3

Разбиваем реакцию на две полуреакции:



Element S increases its oxidation number.



Element Cr decreases its oxidation number.

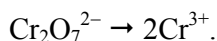
Step 4.

Balance each half-reaction for number and type of atoms and charges.

Step 4.1.

Balance the atoms of all elements except of O and H.

In our example we must balance Cr:



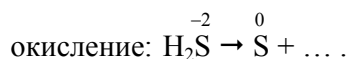
Step 4.2.

We must define the number of the electrons (n_e) that is necessary to change the oxidation number of the element, taking into account the quantity of atoms of the element.

We can use the equation:

$$n_e = (X_{\text{E(P)}} - X_{\text{E(R)}}) \cdot i_{\text{E}}.$$

$X_{\text{E(P)}}$ is an oxidation number of the element in the product, $X_{\text{E(R)}}$ is the oxidation number of the element in the reagent.



Сера увеличивает свою степень окисления, она окисляется.



Хром уменьшает свою степень окисления, он восстанавливается.

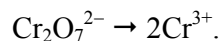
Шаг 4.

Составляем балансы в каждой полуреакции, выполняя последовательность шагов (4.1–4.5).

Шаг 4.1.

Балансируем атомы всех элементов, кроме кислорода и водорода.

В нашем примере надо сбалансировать Cr:



Шаг 4.2.

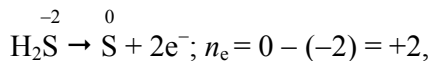
Определяем количество электронов (n_e), которое необходимо для изменения степени окисления элемента с учетом числа атомов, изменяющих свою степень окисления.

Для этого можно воспользоваться уравнением:

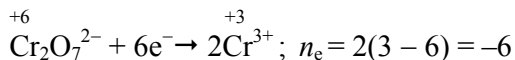
$$n_e = (X_{\text{E(P)}} - X_{\text{E(R)}}) \cdot i_{\text{E}},$$

где $X_{\text{E(P)}}$ – степень окисления элемента в продукте, $X_{\text{E(R)}}$ – степень окисления элемента в исходном веществе.

In our example:



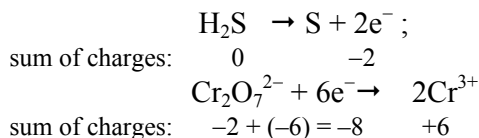
one S atom loses 2 electrons.



two Cr atoms gain six electrons.

Step 4.3.

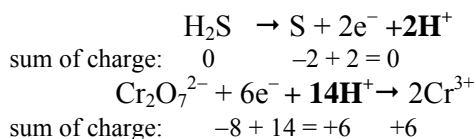
Let us calculate the overall charge on the left side and the total charge on the right side in each half-reaction.



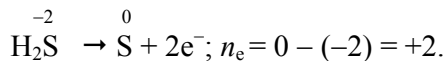
Step 4.4.

Let us balance the charge by adding H^+ for reactions in acidic or OH^- ions for reactions in the basic solution, respectively.

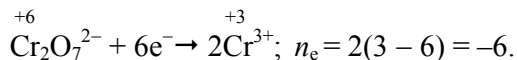
Our reaction is carried out in acidic solution, so we can add H^+ ions to right and to the left side of the equation. It is important that the charges to the left and to the right side are balanced.



В нашем примере:



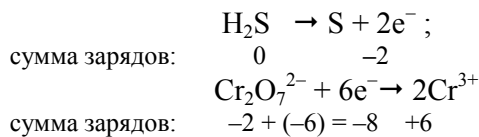
Один атом серы теряет два электрона.



Два атома хрома присоединяют шесть электронов.

Шаг 4.3.

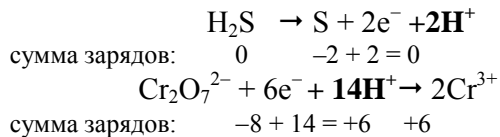
Определяем алгебраическую сумму зарядов в левой и в правой части каждой полуреакции:



Шаг 4.4.

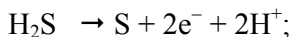
Балансируем заряды, добавляя H^+ для реакций в кислой среде или OH^- для реакций в щелочной среде.

Наша реакция протекает в кислой среде, поэтому для баланса мы будем использовать только H^+ (их можно дописывать как в правую, так и в левую часть), чтобы сумма зарядов слева и справа стала одинаковой.



Step 4.5.

Balance of the hydrogen atoms is achieved by adding H_2O molecules to the respective side of the equation.

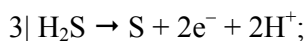


Therefore, we have two half-reactions, each of them includes different amounts of electrons.

Step 5

Multiply the reductive and oxidative half-reactions (each member of the half-reaction) by appropriate integers to obtain the same number of electrons in both half-reactions.

In our case, we must multiply the oxidative half-reactions by 3. As a result, there are 6 electrons in the reaction based on the chosen index.



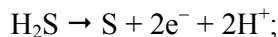
Step 6.

Let us add two half-reactions and cancel substances that appear on both sides of the equation.

Check to make sure that the equation is balanced in both elements and total charges.

Шаг 4.5.

Баланс по атомам водорода будем составлять, дописывая молекулы воды в соответствующую сторону уравнения.

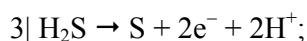


Итак, мы имеем две сбалансированные полуреакции, но в каждой из них участвует разное количество электронов.

Шаг 5

Умножим каждый член полуреакции на некоторое целое число, позволяющее добиться одинакового числа электронов.

В нашем случае полуреакцию $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+$ необходимо умножить на три, тогда в ней с учетом выбранного коэффициента также будут участвовать шесть электронов.

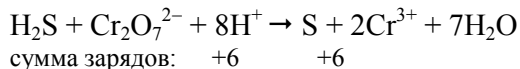
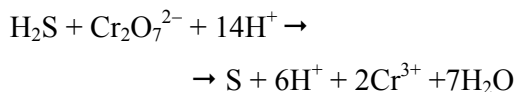
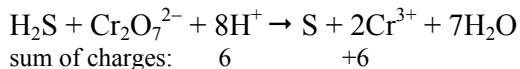
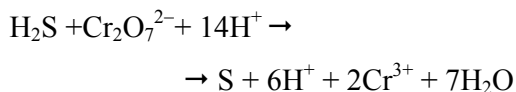


Шаг 6.

Сложим две полуреакции и исключим одинаковые частицы, которые есть и в левой и в правой части общего ионного уравнения.

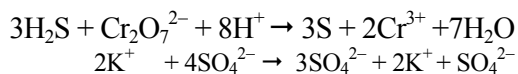
Проверим, есть ли баланс по всем элементам и одинаков ли суммарный

заряд в левой, и в правой части суммарного ионного уравнения.



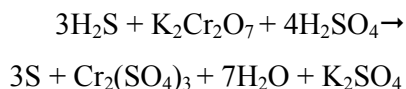
Step 7.

It is necessary to find the ions that allow getting molecules from ions.



The number of ions must be equal in the left and the right sides.

The overall molecular equation redox reaction.



As we can see, the equation is not so simple, and it would not be possible to obtain it without any method of making redox equation.

Necessary steps

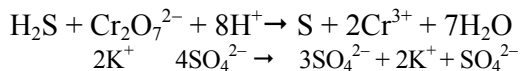
for the balance of redox reaction

Step 1.

Write the unbalanced equation for the redox reaction in ionic form, according to the rules of record of the ionic equations.

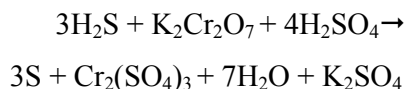
Шаг 7.

Необходимо подобрать ионы, позволяющие превратить ионы из полученного суммарного ионного уравнения в молекулы.



Количество каждого иона должно быть одинаковым в левой и в правой части.

В итоге получаем общее молекулярное уравнение ОВР.



Как мы видим, это уравнение не такое простое, и его вряд ли можно было бы получить, не применяя методику составления уравнений ОВР.

Методика составления уравнений

ОВР

Шаг 1.

Записываем несбалансированное ионное уравнение ОВР в соответствии с правилами записи ионных уравнений.

Step 2.

Assign oxidation numbers of elements, which change their oxidation numbers.

Step 3.

Separate the reaction into two half-reactions: oxidation and reduction.

Step 4.

Balance each half-reaction for number and type of atoms and charges (Steps 4.1–4.5)

Steps 4.1.

Balance the atoms of elements except of O and H.

Step 4.2.

We must define the number of the electrons (n_e) that are necessary for changing the oxidation number of an element, taking into account the quantity of atoms of an element.

Step 4.3.

Calculate the overall charge on the left side and the total charge on the right side in each half-reaction.

Step 4.4.

Balance the charge by adding H^+ for reactions in acidic or OH^- ions for reactions in basic solution, respectively.

Шаг 2.

Назначаем степени окисления элементам, изменяющим свои степени окисления.

Шаг 3.

Разбиваем реакцию на две полуреакции: окисления и восстановления.

Шаг 4.

Составляем балансы в каждой полуреакции (шаги 4.1–4.5)

Шаг 4.1.

Балансируем атомы всех элементов, кроме кислорода и водорода.

Шаг 4.2.

Определяем количество электронов (n_e), которое необходимо для изменения степени окисления элемента с учетом числа атомов, изменяющих свою степень окисления.

Шаг 4.3.

Определяем алгебраическую сумму зарядов в левой и в правой части каждой полуреакции.

Шаг 4.4.

Балансируем заряды, добавляя H^+ для реакций в кислой среде или OH^- для реакций в щелочной среде. В нейтральной среде ионы H^+ или OH^-

следует добавлять только в правую часть уравнения.

Step 4.5.

Balance of the hydrogen atoms by adding H_2O molecules to respective side of the equation.

Step 5.

Multiply the reductive and oxidative half-reactions by appropriate integers to obtain the same number of electrons in both half-reactions.

Step 6

Add two half-reactions and cancel substances that appear on both sides of the equation.

Step 7

It is necessary to find the ions, that allow getting molecules from ions.

Reactions in basic solutions are balanced in exactly the same manner, but the charge is balanced by adding OH^- ions and not H^+ ions.

Шаг 4.5.

Баланс по атомам водорода будем составлять, дописывая молекулы воды в соответствующую часть уравнения.

Шаг 5.

Умножаем каждый член полуреакции на некоторое целое число, позволяющее добиться одинакового числа электронов.

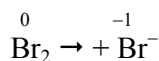
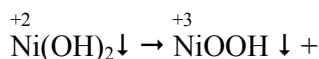
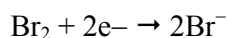
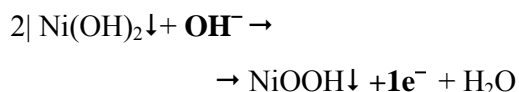
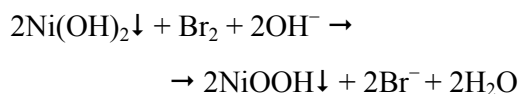
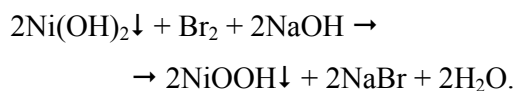
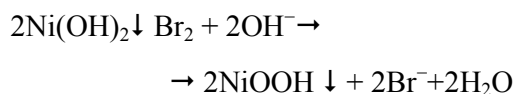
Шаг 6.

Складываем две полуреакции и исключаем одинаковые частицы, которые есть в левой и в правой части общего ионного уравнения.

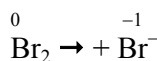
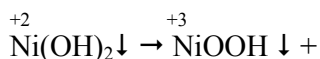
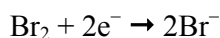
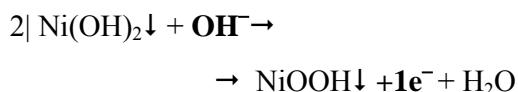
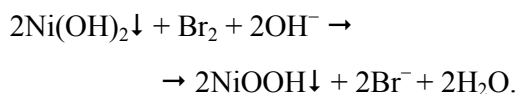
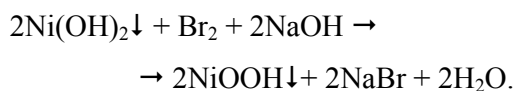
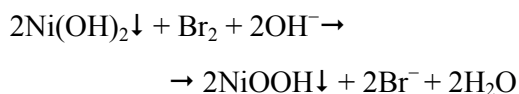
Шаг 7

Подбираем необходимые ионы, которые позволят превратить ионы из полученного суммарного ионного уравнения в молекулы.

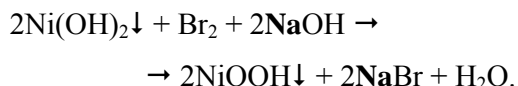
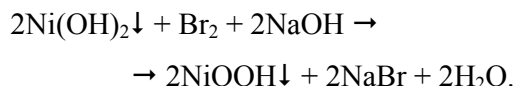
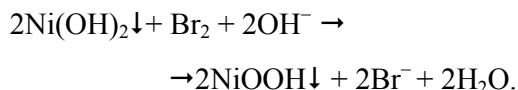
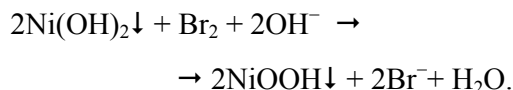
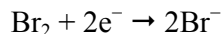
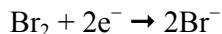
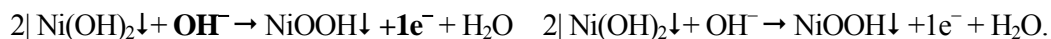
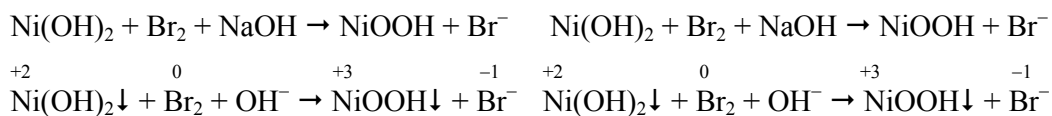
Реакции в щелочных средах составляются таким же способом, как и в кислых растворах, только баланс по заряду в полуреакциях достигается с помощью ионов OH^- , а не H^+ .

Example of redox in alkaline solutions*Step 1.**Step 2.**Step 3.**Steps 4 and 5.**Step 6**Step 7*

The example shown above looks very complicated, because we have observed the sequence of steps. In fact the ion redox equation looks much shorter:

Пример ОВР в щелочной среде*Шаг 1.**Шаг 2.**Шаг 3.**Шаги 4 и 5.**Шаг 6**Шаг 7*

Из-за того, что мы отслеживали последовательность шагов, запись в приведенных выше примерах кажется очень громоздкой. На самом деле запись ионного уравнения ОВР выглядит значительно короче:

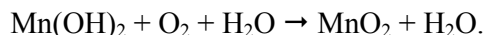


Reactions in neutral solutions are balanced in exactly the same manner, but the charge balanced by adding H^+ or OH^- ions only to the right side of the equation, to the left side we can add only H_2O .

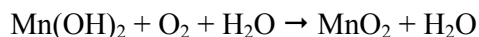
Реакции в нейтральной среде записывают таким же образом, только баланс по заряду составляют, добавляя ионы H^+ и OH^- в правую часть уравнения. В левой части всегда стоит вода, указывающая на нейтральность среды.

Example of redox reaction

in neutral solutions



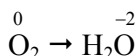
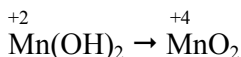
Step 1.



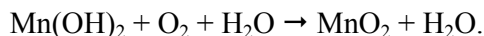
Step 2.



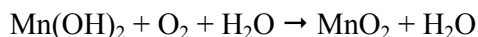
Step 3.



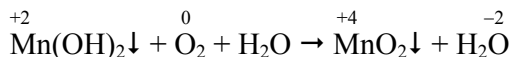
Пример ОВР в нейтральной среде



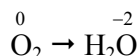
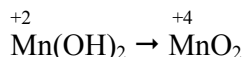
Шаг 1.



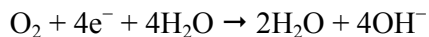
Шаг 2.



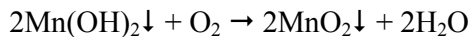
Шаг 3.



Steps 4 and 5.

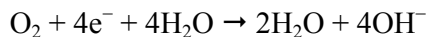


Steps 6 and 7.

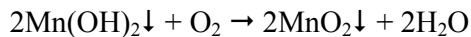


In this case the ion and the molecular equations coincide.

Шаги 4 и 5.



Шаги 6 и 7.



В этом случае ионное и молекулярное уравнения совпадают.

✓ *You must remember list of steps*

and work out the skills to make equation of redox reactions.

✓ *Необходимо запомнить последо-*

вательность шагов и научиться записывать уравнения ОВР.

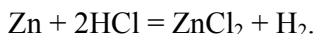
Chapter 7. Electrochemistry

Глава 7. Электрохимия

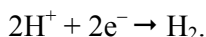
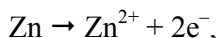
7.1. Galvanic Cells

7.1. Гальванические элементы

If we place metal zinc into the aqueous solution of hydrochloric acid, we will observe the formation of gas bubbles. Metal zinc reacts with the hydrochloric acid and it is a redox reaction.



Any redox reaction we can write as two half-reactions: oxidation and reduction.

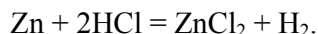


The electrons are transferred directly from the reductant (Zn) to the H^{+} ions.

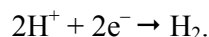
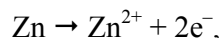
However, if we physically separate the reductant and the oxidant, electrons can transfer via an external conducting medium such as a metal wire.

We place zinc bar in beaker that contains ZnCl_2 aqueous solution, and a plati-

Если поместить металлический цинк в раствор соляной (хлористоводородной) кислоты, то мы будем наблюдать образование пузырьков газа. Металлический цинк реагирует с соляной кислотой, и эта реакция является окислительно-восстановительной.



Любая ОВР может быть записана как две полуреакции: окисления и восстановления.



Электроны непосредственно переносятся от цинка к ионам водорода.

Однако если мы физически отделим восстановитель от окислителя, электроны смогут перемещаться через внешнюю проводящую среду, такую, как металлический проводник.

Поместим цинковую полоску в стакан, содержащий водный раствор ZnCl_2 ,

num bar into a different beaker, that contains diluted solution of HCl acid. The zinc and the platinum bars are called electrodes. Platinum is a noble metal and it does not oxidize, it provides a surface, on which the reduction of H^+ ions easy occurs and also it serves as an electrical conductor to the external circuit.

The metallic zinc and platinum in this case are called electrodes.

We connect the electrodes through the wire and voltmeter. To complete the electrical circuit, the solutions must be connected by a conducting medium, through which ions can move from one electrode to the other. This requirement is satisfied by a salt bridge, which can be an inverted U-tube, containing an inert electrolyte solution, whose ions will not react with other ions in solution or with the electrodes, for example, such as KCl. During the course of the overall redox reaction, electrons flow from the Zn electrode through the wire and voltmeter to the Pt electrode. In the solution the K^+ cations and Cl^- anions will move toward electrodes.

As the reaction proceeds, constant flow of electrons generates electricity.

а платиновую пластинку – в другой стакан, содержащий разбавленный раствор соляной кислоты. Платина – это благородный металл, он не окисляется в кислых водных растворах, а служит поверхностью, на которой легко протекает восстановление H^+ , и также является электрическим проводником для внешней цепи.

Цинк и платину в этом случае называют электродами.

Соединим электроды посредством провода и вольтметра. Чтобы замкнуть электрическую цепь, надо соединить растворы проводящей средой, в которой ионы могут перемещаться от одного электрода к другому. Таким требованиям удовлетворяет перевернутая U-образная трубка, заполненная инертным электролитом, например раствором KCl, который не взаимодействует с другими ионами и с электродами. В растворе катионы K^+ будут перемещаться по направлению к катоду, а анионы Cl^- – к аноду.

По мере протекания реакции постоянный поток электронов будет ге-

By definition, the anode is the electrode at which oxidation occurs and the cathode is the electrode at which reduction occurs.

A galvanic cell is apparatus, in which a spontaneous redox reaction is used to generate electric current.

By convention the galvanic cell is represented as a scheme. For the galvanic element discussed above this scheme may be represent as:



or



The single vertical line represents a phase boundary. For example, the zinc electrode is solid and the ZnCl_2 is a solution. Thus, we draw a line between Zn and ZnCl_2 to show the phase boundary. The double vertical line denotes the salt bridge, it separates electrodes.

By convention, the anode is written first, to the left of the double lines.

In this galvanic cell half-reactions occur:

нерировать электрическую энергию.

По определению, *анод* – это электрод, на котором происходит окисление, *катод* – это электрод, на котором происходит восстановление.

Гальванический элемент – это устройство, в котором самопроизвольно протекающая химическая реакция генерирует электрический ток.

По рекомендации ИЮПАК гальванический элемент представляют схемой:



или



Одиночная вертикальная линия означает границу раздела фаз. Например, цинковый электрод – твердый, а ZnCl_2 – раствор, поэтому между ними будет нарисована линия. Двойная вертикальная линия означает солевой мостик, разделяющий электроды.

По рекомендации ИЮПАК анод в гальваническом элементе всегда записывают первым, слева от двойной вертикальной черты.

В нашем гальваническом элементе протекают две полуреакции:

on the zinc anode: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ на цинковом аноде: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
and и

on the platinum cathode: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$. на платиновом катоде: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$.

The electrons flow from the anode to the cathode because there is a difference in electrical potentials between the electrodes. Электроны текут от анода к катоду, поскольку между двумя электродами существует разность потенциалов.

A voltmeter can be used to measure the difference in electrical potential between two electrodes. Разность электрических потенциалов между двумя электродами мы можем измерить вольтметром.

The difference in electrical potential between the two electrodes in galvanic cell is the electromotive force or EMF, which despite the name, is measured in voltages. The electromotive force is designed as E_{cell} . Разность электрических потенциалов между электродами – это электродвижущая сила (ЭДС). Она, несмотря на название, измеряется в вольтах. Электродвижущая сила обозначается E .

It is physically impossible to measure the potential of a single electrode, only the difference of the potentials. Although it is impossible to measure the potential of any electrode directly, we can choose the reference electrode, whose potential is defined as 0 V under standard conditions. Невозможно физически измерить потенциал только одного электрода, но мы можем выбрать в качестве второго электрода электрод сравнения, потенциал которого примем равным нулю. Тогда потенциал первого электрода совпадет с ЭДС.

The standard hydrogen electrode (SHE) is universally used for this purpose and a standard potential of SHE equals to 0 V. Общепринято в качестве второго электрода использовать стандартный водородный электрод (ст. в. э.) с потенциалом, равным нулю.

The standard hydrogen electrode

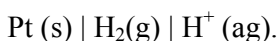
The standard hydrogen electrode consists of platinum bar in contact with an

Стандартный водородный электрод

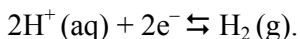
Стандартный водородный электрод состоит из платиновой пластинки,

aqueous solution, containing 1 mol/l H^+ ions. The H^+ ions in solution are in equilibrium with H_2 gas at a pressure of 1 atm at the Pt-solution interface.

The scheme of the hydrogen electrode:



At the Pt surface H^+ ions are reduced with the formation of H_2 , or H_2 molecules are oxidized according to the following equation:



The Pt metal electrode is not consumed during the reaction; the Pt surface catalyzes the oxidation of hydrogen molecules to protons or the reduction of protons to hydrogen gas. The Pt metal electrode is an inert electrode.

$$E^0(H^+/H_2) = 0.$$

We can use the SHE to measure the potentials of other kinds of electrodes.

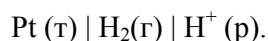
The galvanic cell with a zinc electrode and SHE is represented by the scheme:



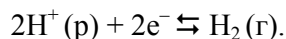
In this case, the zinc electrode is the anode and the SHE is the cathode.

находящейся в контакте с раствором кислоты с концентрацией H^+ , равной 1 моль/л ($pH = 0$), и в равновесии с газообразным водородом с давлением в 1 атм.

Схема водородного электрода:



На поверхности платины ионы водорода восстанавливаются с образованием молекул газа H_2 , а молекулы H_2 окисляются в соответствии с уравнением



Платиновый электрод не расходуется во время реакции. Платиновая поверхность катализирует окисление молекул H_2 и восстановление ионов H^+ . Платиновый электрод – это инертный электрод.

$$E^0(H^+/H_2) = 0.$$

Стандартный водородный электрод мы можем использовать для измерения потенциалов других электродов.

Гальванический элемент, состоящий из цинкового электрода и стандартного водородного электрода, можно представить схемой



В данном элементе цинк – это анод, а платина – катод. На электродах проте-

Anode (Zn): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$,

cathode (Pt): $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$.

When all the reactants are in their standard states (that is, gas H_2 at 1 atm and concentration of H^+ and of Zn^{2+} ions is 1 mol/l), the EMF of this cell is 0.76 V at 25 °C.

The standard EMF: $E_{\text{cell}}^0 = E_c^0 - E_a^0$.

Because the half-reaction of the oxidant reduction (Ox) occurs at the cathode and the half-reaction of the reductant oxidation (Red) flows at the anode, we can write the equation:

$$E_{\text{cell}}^0 = E_c^0 - E_a^0 = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0.$$

In our example the oxidant is H^+ and the reductant is Zn and we can write:

$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{SHE}}^0 - E_{(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})}^0$$

and

$$E_{(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})}^0 = -(E_{\text{cell}}^0 - 0) = -0,76 \text{ V}.$$

кают следующие полуреакции:

анод (Zn): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$,

катод (Pt): $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$.

Когда все реактанты находятся в своих стандартных состояниях (металлы – чистые, парциальное давление водорода равно 1 атм, а концентрации ионов Zn^{2+} и H^+ равны 1 моль/л), ЭДС этого элемента при 25 °C равна 0,76 В.

Стандартная ЭДС: $E^0 = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0$.

Поскольку на катоде протекает полуреакция восстановления окислителя, а на аноде – полуреакция окисления восстановителя, мы можем записать уравнение:

$$E^0 = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = E_{\text{O}}^0 - E_{\text{B}}^0.$$

В нашем примере восстановитель – Zn, окислитель – H^+ , и мы можем записать:

$$E^0 = E_{(\text{H}^+ / \text{H}_2)}^0 - E_{(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})}^0$$

и

$$E_{(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})}^0 = -(E^0 - 0) = -0,76 \text{ В}.$$

7.2. Electrode potentials

7.2. Электродные потенциалы

Electrode potentials are always written for the half-reaction of reduction, for example, $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$.

The equilibrium potential for the half-reaction of reduction and for reverse half-reaction is the same.

E^0 is the standard potential for any half-reaction of reduction, the superscript “ 0 ” denotes standard-state conditions, when all solutes have concentration 1 mol L^{-1} and all gases are at 1 atm.

Selected values of standard equilibrium reduction potentials are listed in Table 9 (see also Appendix 3).

Most of these values have been obtained directly from the measurements of the potential difference, but a few values have been calculated from other data.

Potentials are listed in the table 9 in increasing size, that is as increase in oxidizing ability of substances.

The equilibrium electrode potential

Электродные потенциалы всегда записывают для полуреакции восстановления, например, $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$.

Равновесный потенциал одинаков и для полуреакции восстановления, и для обратной полуреакции окисления.

E^0 – это стандартный потенциал для полуреакции восстановления, надстрочный индекс « 0 » указывает на то, что это стандартный потенциал, соответствующий стандартным условиям осуществления полуреакции восстановления, т. е. все растворенные вещества имеют концентрацию 1 моль/л, а газы имеют парциальное давление, равное 1 атм.

Избранные величины стандартных равновесных потенциалов перечислены в табл. 9 и в приложении 3.

Большинство значений потенциалов получено непосредственным измерением разности потенциалов, но некоторые рассчитаны из других данных.

Потенциалы в табл. 9 перечислены в порядке увеличения и, соответственно, в порядке усиления окислительной способности окисленных форм.

Равновесный потенциал одновре-

indicates at the same time the reducing and the oxidizing ability. The more positive E^0 indicates the greater tendency for the substance to be reduced, that is the strong oxidizing ability.

The more the potential is, the higher the oxidizing ability of an oxidant is; the more negative the potential is, the higher the reducing ability of a reductant is.

For example, $E^0(\text{F}_2/\text{F}^-) = +2,84 \text{ V}$, thus, F_2 is the strongest oxidant, it has the greatest tendency to be reduced.

$E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$, indicates that O_2 is a sufficiently strong oxidant, although it is weaker than F_2 .

The more negative potential indicates the high tendency of the substance to be oxidized.

For example, $E^0(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3,05 \text{ V}$. Thus, Li (and other alkaline metals) is a strong reductant, it has the great tendency to be oxidized.

Therefore, we can use redox potentials to predict the relative strengths of various oxidants and reductants.

менно указывает и на окислительную активность окисленной частицы, и на восстановительную активность восстановленной формы.

Чем потенциал положительнее, тем выше окислительная способность окислителя, чем потенциал отрицательнее, тем выше восстановительная способность восстановителя.

Например, $E^0(\text{F}_2/\text{F}^-) = +2,87 \text{ В}$ указывает на то, что F_2 – сильный окислитель, который стремится к восстановлению.

Потенциал $E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ В}$ указывает, что кислород также является сильным окислителем, но он слабее, чем F_2 .

Более отрицательный потенциал указывает на сильную тенденцию вещества к окислению.

К примеру, $E^0(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3,045 \text{ В}$. Это значит, что литий (как и другие щелочные металлы) является сильным восстановителем и имеет сильную тенденцию к окислению.

Итак, мы можем использовать окислительно-восстановительные потенциалы, чтобы предсказывать относительную силу различных окислителей и восстановителей.

Table 9 (Таблица 9)

Examples of standard electrode potential
Примеры стандартных электродных потенциалов

	Reduction half-equation Полуреакция восстановления	E^0 , V	
	$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	-3,045	
	$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2,925	
	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	-2,866	
	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,714	
	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	-2,363	
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	-1,662	
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,763	
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,445	
	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	-0,403	
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,126	
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,036	
	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	+0,000	
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	+0,337	
	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	+0,536	
	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	+0,799	
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	
	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Au}$	+1,498	
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51	
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- =$ $= \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685	
	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	+2,87	

Reducing
abilities
of the reduct-
ants increase.

Восстанови-
тельная спо-
собность
восстанови-
телей усили-
вается

Oxidizing
abilities
of the oxidants
increase.

Окислительная
способность
окислителей
усиливается

However, we can use redox potentials to predict whether a reaction is spontaneous.

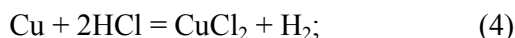
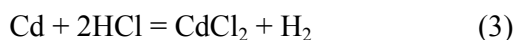
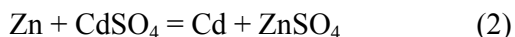
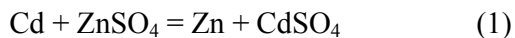
In any galvanic cell, when a spontaneous redox reaction occurs, the electrons flow from the anode to the cathode. Electrons can spontaneously flow from anodes to cathodes, if the potential of anodes is more negative. At the anode the reductant is oxidized, so the potential of the reductant must be more negative than the potential of the oxidant or E_{Ox} must be more positive than E_{Red} .

The base condition for carrying out a spontaneous redox reaction is

$$E_{Ox} > E_{Red}$$

So we can predict whether a redox reaction is spontaneous, if we compare E_{Ox} and E_{Red} .

Let us discuss some examples and find the reactions, which can flow spontaneously.



Но мы можем также использовать потенциалы, чтобы предсказывать, способна ли ОВР протекать самопроизвольно.

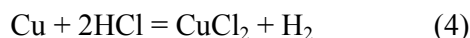
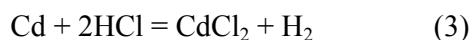
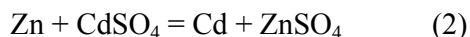
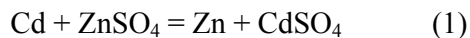
В любом гальваническом элементе, в котором протекает самопроизвольная ОВР, электроны текут от анода к катоду, если потенциал анода отрицательнее, чем потенциал катода. На аноде протекает полуреакция окисления восстановителя, поэтому потенциал восстановителя должен быть более отрицательным, чем потенциал окислителя, или E_O окислителя должен быть положительнее потенциала восстановителя.

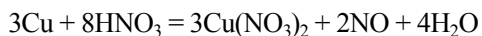
Основное условие для самопроизвольного протекания ОВР:

$$E_O > E_B$$

Итак, мы можем предсказывать возможность самопроизвольного протекания ОВР, если будем сравнивать E_O и E_B .

Обсудим несколько примеров и найдем реакции, которые могут протекать самопроизвольно.





Firstly, we find the potentials for oxidants and reductants. We can use table 9:

- $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403 \text{ V};$
- $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ V};$
- $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,337 \text{ V};$
- $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V};$
- $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ V}.$

The reaction (1) is not spontaneous, because $E^0_{\text{Ox}}(\text{Zn}^{2+}) < E^0_{\text{Red}}(\text{Cd})$.

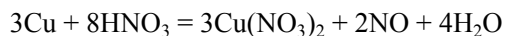
The reaction (2) is spontaneous, because $E^0_{\text{Ox}}(\text{Cd}^{2+}) > E^0_{\text{Red}}(\text{Zn})$.

In the reactions (3) and (4) there is only one oxidant (H^+), the reaction (3) is spontaneous, because $E^0_{\text{Ox}}(\text{H}^+) > E^0_{\text{Red}}(\text{Cd})$, but reaction (4) is impossible because $E^0_{\text{Ox}}(\text{H}^+) < E^0_{\text{Red}}(\text{Cu})$.

In the last reaction, there are two oxidants (H^+) and NO_3^- . Reaction (5) can flow because $E^0_{\text{Ox}}(\text{NO}_3^-) > E^0_{\text{Red}}(\text{Cu})$.

The effect of concentration on potential. The Nernst equation

We discussed redox reactions, in which reactants and products are in their standard states. But conditions of redox reaction may be different from standard



Прежде всего мы должны найти потенциалы окислителей и восстановителей. Мы можем воспользоваться данными из табл. 9:

- $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403 \text{ В};$
- $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ В};$
- $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,337 \text{ В};$
- $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ В};$
- $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ В}.$

Реакция (1) не протекает самопроизвольно, потому что $E^0_{\text{O}}(\text{Zn}^{2+}) < E_{\text{В}}(\text{Cd})$.

Реакция (2) является самопроизвольной, потому что $E^0_{\text{O}}(\text{Cd}^{2+}) > E_{\text{В}}^0(\text{Zn})$.

В реакциях (3) и (4) есть только один окислитель, H^+ ; т. к. $E^0_{\text{O}}(\text{H}^+) > E_{\text{В}}(\text{Cd})$, то реакция (3) возможна, а реакция (4) – нет, поскольку $E^0_{\text{O}}(\text{H}^+) < E^0_{\text{В}}(\text{Cu})$.

В последней реакции есть два окислителя – (H^+) и NO_3^- . Реакция (5) может протекать, поскольку $E^0_{\text{O}}(\text{NO}_3^-) > E^0_{\text{В}}(\text{Cu})$.

Зависимость потенциала от концентрации. Уравнение Нернста

Мы обсуждали ОВР, в которых реагенты и продукты находятся в стандартных состояниях. Но условия проте-

and, accordingly nonstandard E differs from E^0 .

Nernst equation gives the relationship between any E and E^0 .

This equation is written as follows

$$E = E^0 - (RT/n_e F) \ln Q,$$

where $R = 8,314 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$; F – Faradey constant = 96485 C/mol ; n_e – number of electrons in half- reaction, T – temperature, K; Q indicates the ratio of activities (concentration) of reduced and oxidized particles.

The expression for Q is similar to the expression for K (equilibrium constant), but Q includes any concentrations, whereas K includes only the special equilibrium concentration. Note, that in the expression for Q pure solids, pure liquids, and water do not appear.

The equation is called the Nernst equation after the German physicist and chemist Walter Nernst (1864–1941), who first derived it.

If $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$, Nernst equation is recorded as

$$E = E^0 - (0,059/n_e) \cdot \log Q.$$

кания ОВР могут отличаться от стандартных, в соответствии с этим E отличается от E^0 .

Уравнение Нернста определяет соотношение между E и E^0 .

Это уравнение записывается следующим образом:

$$E = E^0 - (RT/n_e F) \ln Q,$$

где $R = 8,314 \text{ Дж/(K} \cdot \text{моль)}$; T – температура, K; n_e – число электронов в полуреакции, F – постоянная Фарадея, равная 96485 Кул/моль ; Q указывает на отношение активностей (концентраций) восстановленных и окисленных частиц.

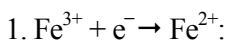
Выражение для Q подобно выражению для константы равновесия, но Q включает любые концентрации, а K – особые равновесные концентрации. Заметим, что в выражения для Q и K не входят чистые твердые и жидкие вещества, а также вода для реакций в водных растворах.

Уравнение Нернста называно в честь немецкого физика и химика В. Нернста (1864–1941), который записал его первым.

Если $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$, то уравнение Нернста записывается так:

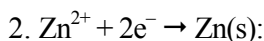
$$E = E^0 - (0,059/n_e) \cdot \lg Q.$$

Some examples for records of the Nernst equation for different half-reactions



$$Q = C(\text{Fe}^{2+}) / C(\text{Fe}^{3+}), n = 1;$$

$$E = E^O - (0,0591/1) \cdot \log(C(\text{Fe}^{2+}) / C(\text{Fe}^{3+})).$$

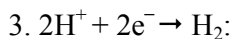


$$Q = C(\text{Zn}^{2+})^{-1}, n = 2;$$

$$E = E^O - (0,0591/2) \cdot \log C^{-1}(\text{Zn}^{2+})$$

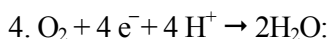
or

$$E = E^O + (0,0591/2) \cdot \log C(\text{Zn}^{2+}).$$



$$Q = p(\text{H}_2) / C^2(\text{H}^+), n = 2;$$

$$E = E^O - (0,0591/2) \cdot \log (p(\text{H}_2) / C^2(\text{H}^+)).$$



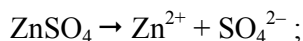
$$Q = C^{-4}(\text{H}^+) \cdot p^{-1}(\text{O}_2), n = 4;$$

$$E = E^O - (0,0591/4) \cdot \log (C^{-4}(\text{H}^+) \cdot p^{-1}(\text{O}_2)).$$

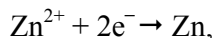
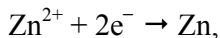
Now we can give four examples of calculation on the Nernst equation.

Example 1

Calculate E for reduction zinc from ZnSO_4 solutions with the concentration 0,001 mol/l.

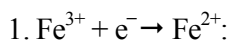


$$C(\text{Zn}^{2+}) = 10^{-3} \text{ mol/l};$$



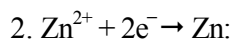
$$\begin{aligned} E &= E^O + (0,0591/2) \cdot \log C(\text{Zn}^{2+}) = \\ &= -0,76 + (0,059 \cdot (-3) / 2) = \\ &= -0,76 - 0,0885 = -0,8485 \text{ V}. \end{aligned}$$

Несколько примеров записи уравнения Нерста для различных полуреакций



$$Q = C(\text{Fe}^{2+}) / C(\text{Fe}^{3+}), n_e = 1;$$

$$E = E^O - (0,0591/1) \cdot \lg(C(\text{Fe}^{2+}) / C(\text{Fe}^{3+})).$$

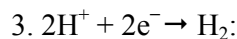


$$Q = C(\text{Zn}^{2+})^{-1}, n_e = 2;$$

$$E = E^O - (0,0591/2) \cdot \lg C^{-1}(\text{Zn}^{2+})$$

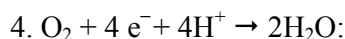
или

$$E = E^O + (0,0591/2) \cdot \lg C(\text{Zn}^{2+}).$$



$$Q = p(\text{H}_2) / C^2(\text{H}^+), n_e = 2;$$

$$E = E^O - (0,0591/2) \cdot \lg (p(\text{H}_2) / C^2(\text{H}^+)).$$



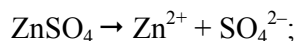
$$Q = C^{-4}(\text{H}^+) \cdot p^{-1}(\text{O}_2), n_e = 4;$$

$$E = E^O - (0,0591/4) \cdot \lg (C^{-4}(\text{H}^+) \cdot p^{-1}(\text{O}_2)).$$

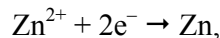
Приведем примеры расчетов по уравнению Нернста.

Пример 1

Рассчитать E для восстановления Zn из раствора ZnSO_4 с концентрацией 0,001 моль/л.



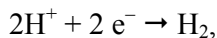
$$C(\text{Zn}^{2+}) = 10^{-3} \text{ моль/л};$$



$$\begin{aligned} E &= E^O + (0,0591/2) \cdot \lg C(\text{Zn}^{2+}) = \\ &= -0,76 + (0,059 \cdot (-3) / 2) = \\ &= -0,76 - 0,0885 = -0,8485 \text{ В}. \end{aligned}$$

Example 2

Calculate E for reduction H^+ from HCl solutions with the concentration 0,1 mol/l and $p(H_2) = 1 \text{ atm}$.



$$C(H^+) = 10^{-1} \text{ mol/l},$$

$$E = 0 + (0,0591/2) \cdot \log C^2(H^+) = -0,059 \text{ V}.$$

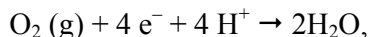
Example 3

Calculate E for reduction H^+ from the solutions with $C(H^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$ ($pH = 7$) and $p(H_2) = 1 \text{ atm}$.

$$E = 0 + (0,0591/2) \cdot \log (10^{-7})^2 = -0,413 \text{ V}.$$

Example 4

Calculate E for reduction O_2 in alkaline solutions with $C(H^+) = 10^{-14} \text{ mol/l}$ ($pH = 14$) and $p(O_2) = 1 \text{ atm}$.

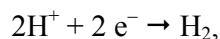


$$\begin{aligned} E &= E^O + (0,0591 / 4) \cdot \log(C^4(H^+) / p(O_2)) = \\ &= 1,23 + (0,0591 / 4) \cdot \log(10^{-14})^4 = \\ &= 1,23 - 0,059 \cdot 14 = 0,404 \text{ V}. \end{aligned}$$

The Nernst equation is the important relationship, it allows to determine the value of E_{cell} , and thus indicates the possibility of spontaneous flow of any redox reaction under any conditions.

Пример 2

Рассчитать E для восстановления H^+ из раствора соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л при парциальном давлении $p(H_2)$, равном 1 атм.



$$C(H^+) = 10^{-1} \text{ моль/л},$$

$$E = 0 + (0,0591/2) \cdot \lg C^2(H^+) = -0,059 \text{ В}.$$

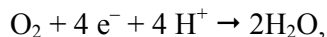
Пример 3

Рассчитать E для восстановления H^+ из раствора с концентрацией H^+ , равной 10^{-7} моль/л ($pH = 7$), при парциальном давлении $p(H_2) = 1 \text{ атм}$.

$$E = 0 + (0,0591/2) \cdot \lg (10^{-7})^2 = -0,413 \text{ В}.$$

Пример 4.

Рассчитать E для восстановления O_2 в щелочном растворе с концентрацией H^+ , равной 10^{-14} моль/л ($pH = 14$) при парциальном давлении $p(O_2)$, равном 1 атм.



$$\begin{aligned} E &= E^O + (0,0591 / 4) \cdot \lg(C^4(H^+) / p(O_2)) = \\ &= 1,23 + (0,0591 / 4) \cdot \lg(10^{-14})^4 = \\ &= 1,23 - 0,059 \cdot 14 = 0,404 \text{ В}. \end{aligned}$$

Уравнение Нерста – важное уравнение, оно позволяет определять ЭДС реакции и указывать на возможность самопроизвольного протекания ОВР в нестандартных условиях.

The Nernst equation for calculation EMF of reaction is given next.

$$E_{cell} = (E_{Ox} - E_{Red}) = \\ = (E^0_{Ox} - E^0_{Red}) + (RT / n_e F) \ln Q.$$

In this case, Q is written for the full redox reaction.

We also can use the Nernst equation for the calculation of emf (E_{cell}) in galvanic cells. Also, we can calculate emf, if firstly calculate the potential of every electrode and use the equation $E_{cell} = E_c - E_a$

Example 5

Let us calculate E for galvanic cell $Ag(s) | Ag^+, 10^{-5} \text{ mol/l} || Ag^+, 1 \text{ mol/l} | Ag(s)$.

Anode: $Ag(s) \rightarrow Ag^+(aq) + e^-$,

catod: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$.

Let us find, which Ag electrode is an anode. The potential of the anode must be more negative.

One electrode (right) is standard and its potential is standard $E = E^0 = 0,799 \text{ V}$

Calculate potential of the left electrode.

$$E = E^0 + (0,0591/1) \cdot \log C(Ag^+) = \\ = 0,799 + (0,059) \cdot (-5) = 0,799 - 0,295 = \\ = +0,504 \text{ V}.$$

Уравнение для расчета ЭДС ОВР записывается:

$$E = (E_O - E_B) = \\ = (E^0_O - E^0_B) + (RT / n_e F) \ln Q.$$

В этом случае Q записывается для полной реакции.

Мы можем также использовать это уравнение для расчета ЭДС в гальванических элементах. ЭДС гальванического элемента также можно найти, предварительно рассчитав потенциал каждой полуреакции, а затем используя уравнение $E = E_c - E_a$.

Пример 5

Рассчитаем E для гальванического элемента:

$Ag(t) | Ag^+, 10^{-5} \text{ моль/л} || Ag^+, 1 \text{ моль/л} | Ag(t)$.

Анод: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$,

катод: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$.

Определим, какой из серебряных электродов является анодом. Потенциал анода должен быть отрицательнее потенциала катода.

Правый электрод – стандартный, $E^0 = 0,799 \text{ В}$.

Потенциал левого электрода рассчитывается по уравнению:

$$E = E^0 + (0,0591/1) \cdot \lg C(Ag^+) = \\ = 0,799 + (0,059) \cdot (-5) = 0,799 - 0,295 = \\ = +0,504 \text{ В}.$$

So the potential of the left electrode (+0,504) is more negative, because in our galvanic element it will serve as an anode, and electrons will flow from the left electrode to the right one.

Потенциал левого электрода (+0,504), отрицательнее, он будет анодом, и электроны потекут от левого электрода к правому.

$$E = E_c - E_a = 0,799 - 0,504 = 0,295 \text{ В.}$$

$$E_{\text{cell}} = E_c - E_a = 0,799 - 0,504 = 0,295 \text{ В.}$$

7.3. Electrolysis

7.3. Электролиз

In galvanic cells, spontaneous redox reactions convert chemical energy into electrical energy.

В гальванических элементах самопроизвольные химические реакции превращают химическую энергию в электрическую.

Electrolysis is the process in which electrical energy is used to cause a nonspontaneous redox reaction to occur. Electrolysis is carried out in an electrolytic cell.

Электролиз – это процесс, в котором электрическая энергия используется для того, чтобы заставить протекать окислительно-восстановительную реакцию, которая не может осуществляться самопроизвольно. Электролиз проводят в электролитических ячейках.

An electrolytic cell is an apparatus for carrying out electrolysis. Any electrolytic cell contains a pair of electrodes (or same pairs), immersed in any electrolyte and connected to an external source of an electric current. An external source of electric current serves as an “electron pump”, driving electrons to flow to the cathode, where

Электролитические ячейки – это устройства для проведения электролиза. Любая электролитическая ячейка содержит пару электродов (или несколько пар), погруженных в какой-либо электролит и подсоединенных к внешнему источнику электрического тока. Внешний источник тока исполняет роль

the reduction occurs, from the anode, where the oxidation occurs.

In an electrolyte cell as in a galvanic cell the anode is the electrode at which oxidation occurs and the cathode is the electrode at which reduction occurs.

Electrolytes may be melts and aqueous solutions.

The reaction: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ is a spontaneous redox reaction. This reaction is used in the fuel cells for production of electric current. However, the reverse reaction of H_2O decomposition can be induced in an electrolytic cell, if we use electric energy. In this case an electrolytic cell may consist of a pair of electrodes made of a nonreactive metal, such as platinum, immersed in water. However, when the electrodes are connected to the battery, nothing happens, because there are not enough ions to conduct electric current. The reaction will proceed readily, if we add H_2SO_4 acid. In this case, there is a sufficient number of ions to conduct electricity. Immediately, gas bubbles begin to appear at both electrodes.

«электронного насоса», заставляющего электроны перетекать от анода, на котором идет окисление, к катоду, на котором идет восстановление.

В электролитической ячейке, как и в гальваническом элементе, *анод* – это электрод, на котором идет окисление, а *катод* – это электрод, на котором идет восстановление.

Электролитами могут быть расплавы или водные растворы.

Реакция $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ является самопроизвольной ОВР. Эта реакция используется в топливных элементах для получения электрической энергии. Однако и обратную реакцию разложения воды можно индуцировать в электролитической ячейке, используя электрическую энергию. В этом случае электролитическая ячейка может состоять из пары электродов из неактивного металла (например, платины), погруженных в воду. Но когда электроды подключают к электрической батарее, ничего не происходит, поскольку в воде недостаточно ионов для проведения тока. Но если мы добавим серную кислоту, реакция будет протекать быстро. В этом случае в растворе будет достаточно ионов, чтобы

проводить электрический ток. Пузырьки газа немедленно начнут появляться на обоих электродах.

In the 0,1M solution of H_2SO_4 acid the following half-reactions will proceed: the cathode (Pt): $4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g})$; the anode (Pt): $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+$; general reaction: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.

Note that H_2SO_4 acid is not consumed, it serves as the ions source, which allows current to flow through the solution.

Now we will consider the electrolysis of an aqueous NaCl solution with Pt electrodes. A noble metal Pt is not oxidized, it provides a surface, on which half-reactions in electrolytic cells proceed.

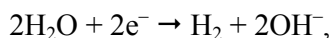
Platinum electrode is an inert electrode.

The aqueous solution of NaCl contains several particles that could be oxidized and reduced.

Cations are likely to be reduced at the cathode and anions are likely to be oxidized at the anode.

In aqueous solutions water itself may be oxidized and reduced.

The cathode (reduction):



В 0,1M растворе серной кислоты будут протекать следующие полуреакции: катод (Pt): $4\text{H}^+(\text{p}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2(\text{r})$; анод (Pt): $2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{O}_2(\text{r}) + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+(\text{p})$; общая реакция: $2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$.

Заметим, что H_2SO_4 не расходуется – она служит источником ионов, которые обеспечивают протекание тока в растворе.

Рассмотрим электролиз раствора NaCl с анодами из Pt. Благородный металл Pt не окисляется и служит поверхностью, на которой протекают полуреакции в электролитической ячейке.

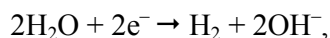
Платиновые электроды – инертные электроды.

Водный раствор NaCl содержит несколько частиц, которые могут восстанавливаться и окисляться.

На катоде предпочтительно восстанавливаются катионы, а на аноде окисляются анионы.

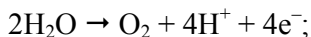
В водном растворе вода также может восстанавливаться и окисляться.

Катод (восстановление):



$E^0_{(\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2)} = -0,41 \text{ V}$ (in neutral solution, pH = 7).

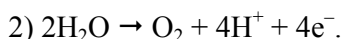
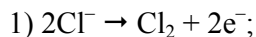
The anode (oxidation):



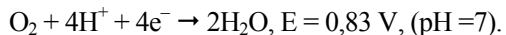
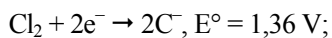
$E = 0,83 \text{ V}$ (in neutral solution, pH = 7).

At the anode the stronger reductants, i. e. particles with the more negative potential, should preferably be oxidized.

At the anode:



We find potentials:

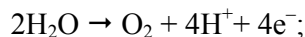


The values of the potentials allow to suggest that H_2O should be preferentially oxidized at the anode, because value 0,83 V is less value 1,36 V. However, experiments show that gas formed at the anode is Cl_2 , not O_2 .

In electrolytic processes, we sometimes find that the potential required for a reaction is considerably higher than the equilibrium electrode potential.

$E^0_{(\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2)} = -0,41 \text{ B}$ (в нейтральных растворах, pH = 7).

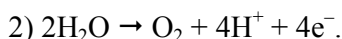
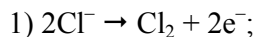
Анод (окисление):



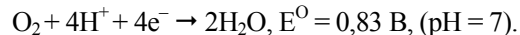
$E = 0,83 \text{ B}$ (в нейтральном растворе, pH = 7).

На аноде предпочтительно должны окисляться более сильные восстановители, т. е. частицы с более отрицательным потенциалом.

На аноде:



Обращаясь к таблице стандартных равновесных потенциалов, мы находим потенциалы:



Значения потенциалов позволяют предположить, что на аноде предпочтительно окисление воды, поскольку $0,83 < 1,36$. Но эксперимент показывает, что газ, образующийся на аноде, это Cl_2 , а не O_2 .

Итак, мы обнаружили, что в электролитических процессах потенциал, требуемый для анодной реакции, больше, чем равновесный электродный потенциал.

The overvoltage is the difference between the actual electrode potential required to cause electrolysis and the equilibrium electrode potential. The overvoltage is often designated by the symbol η .

The excess potential is $\sim 0,6$ V. It is the over potential of O_2 on the platinum. In general, the overpotential depends on the evolved gas, the electrode material and the current density. Usually, the over potential for O_2 evolution is $\sim 0,6$ V.

For electrolytic evolution of H_2 at the Pt electrode, there is no over potential. For other metals as electrodes, over potentials for H_2 evolution are $0,6-0,8$ V.

At the choice of electrode reactions in the electrolytic cells it is necessary to consider the overvoltage.

The anode potential increases on the value η , in comparison with equilibrium, and the cathode potential becomes more negative on the value η .

The reductions that might occur at the cathode are

Перенапряжение — это разность между действительным потенциалом, необходимым для протекания электролиза, и равновесным электродным потенциалом. Перенапряжение часто обозначают символом η .

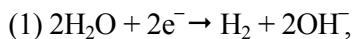
Избыточный потенциал кислорода на платине составляет $\sim 0,6$ В. Это и есть перенапряжение. В общих случаях величина перенапряжения зависит от природы выделяющегося газа, металла, из которого сделаны электроды, температуры и плотности тока.

Выделение водорода на платине обычно происходит без перенапряжения, для других металлов перенапряжение для водорода часто составляет $0,6-0,8$ В.

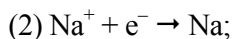
При выборе электродных реакций в электролитических ячейках надо учитывать величину перенапряжения.

Необходимый для осуществления полуреакции анодный потенциал увеличивается по сравнению с равновесным на величину η , а катодный потенциал становится более отрицательным на величину η .

На катоде происходит восстановление окислителей:



$$E^0 = -0,41 \text{ V};$$



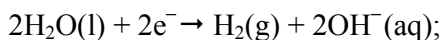
$$E^0 = -2,71 \text{ V}.$$

The stronger oxidants, i. e. particles with a more positive potential, should preferably be reduced at the cathode.

Reaction (2) has a very negative standard reduction potential, reaction (1) is preferred.

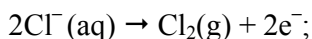
So, when the electrolysis of the aqueous solution of NaCl occurs with Pt electrodes the following half-reactions occurs:

the cathode (reduction):



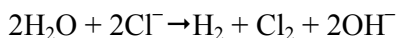
$$E^0 = -0,41 \text{ V};$$

the anode (oxidation):

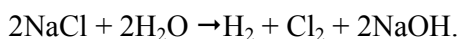


$$E^0 = 1,36 \text{ V};$$

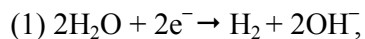
general:



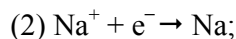
or



The general reaction shows, the concentration of the Cl^- ions decreases during



$$E^0 = -0,41 \text{ В (pH = 7)};$$



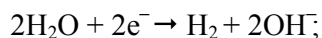
$$E^0 = -2,71 \text{ В}.$$

Более сильные окислители, т. е. частицы с более положительным потенциалом, преимущественно должны восстанавливаться на катоде.

Полуреакция (2) имеет более отрицательный потенциал, чем полуреакция (1), поэтому на катоде при электролизе водного раствора NaCl будет протекать только реакция (1).

Итак, при электролизе водного раствора NaCl на платиновых электродах будут протекать следующие полуреакции:

катод (восстановление):

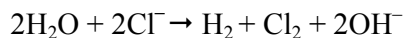


$$E^0 = -0,41 \text{ В};$$

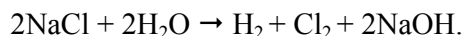
анод (окисление): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$;

$$E^0 = 1,36 \text{ В};$$

общая реакция:



или



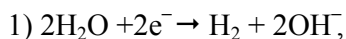
Общая реакция показывает, что концентрация ионов Cl^- в этой реакции

electrolysis and that of the OH^- ions increases.

In the industry the electrolysis of the aqueous solution of NaCl is carried out, because some useful products (pure gases H_2 and Cl_2 , and also alkali NaOH) are produced.

Now we will consider the electrolysis of the aqueous solution of CuSO_4 with Pt electrodes.

Several particles could be reduced at the cathode.

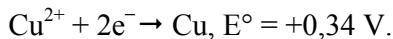


$$E^0 = -0,41\text{ V (pH} = 7);$$



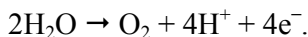
Because particles with a more positive potential should preferably be reduced at the cathode, in the aqueous solution of CuSO_4 at the cathode reduction of copper proceeds.

The cathode (reduction):



The SO_4^{2-} anions (and also NO_3^-) are not oxidized at the anode, H_2O will be oxidized.

The anode (oxidation):



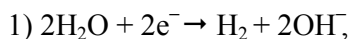
Now we will consider, what half-reactions will occur, when we use the Cu

уменьшается, а концентрация OH^- увеличивается.

Электролиз водного раствора NaCl проводят в промышленном масштабе, так как при этом получают полезные продукты: чистые газы H_2 и Cl_2 и щелочь NaOH .

Рассмотрим электролиз водного раствора CuSO_4 с платиновыми электродами.

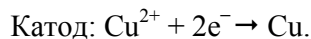
Несколько частиц могут восстанавливаться на катоде:



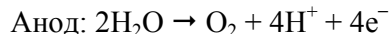
$$E^0 = -0,41\text{ В (pH} = 7);$$



Поскольку на катоде предпочтительно восстанавливаются частицы с более положительными потенциалами, на катоде выделяется медь, а не водород.



Анионы SO_4^{2-} , так же, как и анионы NO_3^- , не окисляются на аноде – вместо них окисляется вода.



Рассмотрим, какие полуреакции будут протекать при использовании мед-

electrodes for the electrolysis of the aqueous solution of CuSO_4 .

Keep in mind, that all metals (exception very inert) are good reductants and they can be oxidized at the anode. In this case we have desoluble anodes.

In the aqueous solution of CuSO_4 with Cu anode will occur:

at the cathode (reduction): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$;

at the anode (oxidation): $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Electrolysis with desoluble anodes is used for the production of pure metals and in a process called electroplating. In a process called electroplating, a layer of the second metal is deposited on the metal electrode that acts as the cathode during electrolysis. Electroplating is used to enhance the appearance of metal objects and protect them from corrosion.

Purification of copper metal

The copper metal obtained from its ores usually contains a number of impurities such as zinc, iron, silver, gold and others.

Metals-impurities are removed by an electrolysis process in a sulfuric acid solution of CuSO_4 in which the impure copper acts as the anode and pure copper acts as

ных электродов для электролиза водного раствора CuSO_4 .

Следует помнить, что металлы (за исключением очень инертных) являются хорошими восстановителями, они могут окисляться на аноде. В этом случае мы имеем растворимые аноды.

В водном растворе CuSO_4 с медными анодами будут протекать:

катод: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$;

анод: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Электролиз с растворимыми анодами используют в гальванике для получения чистых металлов. Гальваника — это осаждение второго металла на металлический электрод, который в процессе электролиза служит катодом. Этот процесс используют для улучшения внешнего вида металлических изделий и для защиты их от коррозии.

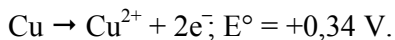
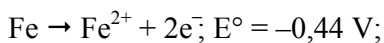
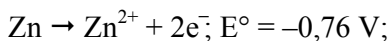
Рафинирование меди

Медь, полученная из руды, обычно содержит примеси, такие как цинк, железо, серебро, золото и др.

Металлы, являющиеся примесями, удаляются при электролизе кислого раствора CuSO_4 , при котором медь с примесями (черновая медь) служит

the cathode. The half-reactions are:

the anode:



More active metals in the copper anode such as iron and zinc are also oxidized at the anode and enter the solution as Fe^{2+} and Zn^{2+} ions.

Metals such as gold and silver have more positive electrode potentials and are not oxidized at the anode. When copper is dissolved these metals fall to the bottom of the electrolysis bath.

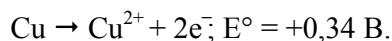
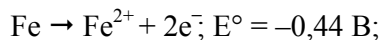
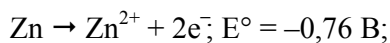
First of all the metals with more positive potentials reduce at the cathode, i. e. Cu^{2+} ions reduce, and Fe^{2+} and Zn^{2+} ions do not reduce.

Thus, the net result of this electrolysis process is the transfer of copper from the anode to the cathode. The copper prepared this way has the purity higher than 99,99 % Cu. It is interesting to note that the metal impurities (mostly silver and gold) from the copper anode are valuable products, the value of which often pays for the electricity used to drive the electrolysis.

анодом, а чистая медь – катодом.

Протекающие полуреакции:

анод:



Более активные металлы из медного анода, такие как цинк и железо, растворяются вместе с медью и переходят в раствор в виде ионов: Fe^{2+} и Zn^{2+} .

Металлы, имеющие более положительные потенциалы, такие как серебро и золото, не окисляются на аноде. Когда медь растворяется, эти металлы падают на дно электролизной ванны.

Прежде всего на катоде восстанавливаются металлы с более положительными потенциалами, а ионы Fe^{2+} и Zn^{2+} не восстанавливаются.

Таким образом, результат электролиза состоит в переносе меди с анода на катод. Медь, полученная таким способом, содержит 99,99 % Cu. Интересно отметить, что примеси из медного анода, главным образом, серебро и золото, являются такими ценными продуктами, что их стоимость часто окупает затраты электричества на рафинирование меди.

Electrolysis has many important applications.

In industry, electrolysis is used mainly in the extraction and purification of metals.

Metals with potential more positive than $(-1) \text{ V}$, are reduced at the cathode in aqueous solutions of salts.

Active metals with more negative potentials, can not be deposited from aqueous solutions. Because instead of them water reduces at the cathode. Very active metals are produced by electrolysis of their molten salts.

For example let us consider electrolysis of the melt of NaCl salt.

The cathode: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$;

the anode: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$.

In industry in addition to metals many important substances are obtained by electrolysis, for example, alkali, chlorine, hydrogen and others.

Электролиз имеет много важных применений. В промышленности электролиз главным образом используется для извлечения металлов из руд, рафинирования (очистки) металлов.

Металлы с электродными потенциалами, более положительными, чем $(-1) \text{ В}$, могут восстанавливаться на катоде из водных растворов.

Активные металлы с потенциалами, более отрицательными, чем $(-1) \text{ В}$, не могут осаждаться на катоде из водного раствора, так как вместо них восстанавливается вода. Очень активные металлы получают с помощью электролиза их расплавленных солей.

Для примера рассмотрим электролиз расплава соли NaCl:

катод: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$;

анод: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$.

Кроме металлов, в промышленности с помощью электролиза получают ещё много важных продуктов, например, щелочи, хлор, водород и др.

Chapter 8. Metal oxidation and corrosion

Глава 8. Окисление металлов и коррозия

8.1. The activity series of metals

8.1. Ряд активности металлов

All metals are reductants and they are capable to interact with a large number of various oxidants, including oxidants of the environment: water and oxygen of air.

The process of interaction of the metals with oxidants from the environment is called corrosion. Corrosion of metals brings great loss, it can lead to the destruction of metal constructions.

We will discuss the reactions of oxidizing metal, using the quantitative characteristic of the reduction activity (E^0) and using the basic condition of spontaneous course of redox reactions: $E_{Ox} > E_{Red}$.

The activity series of metals

The chemists have arranged the metals in the activity series according to the relative ease or difficulty with which they can be oxidized. In the activity series metals

Все металлы являются восстановителями. Они способны взаимодействовать с большим числом разных окислителей, в числе которых есть окислители из окружающей среды: вода и кислород из воздуха.

Процесс взаимодействия металлов с окислителями из окружающей среды называют коррозией. Коррозия приносит большие убытки, она может привести к разрушению металлических конструкций.

Будем обсуждать реакции окисления металлов, опираясь на количественные характеристики восстановительной активности и основное условие самопроизвольного протекания ОВР: $E_O > E_B$.

Ряд активности металлов

Химики расположили металлы в ряд активности в порядке уменьшения их восстановительных свойств и, соответственно, порядке увеличения

and hydrogen are listed in order of increasing the electrode potential. Metals on the left side of the series have a greater tendency to lose electrons. Alkali metals from (group 1) and alkaline earth metals (group 2) have the most negative potentials and are easily oxidized. Conversely, metals standing on the edge of the right side have a very low tendency to oxidation. Metal located to the left can reduce the cation of the metal, located more to the right from the solution of its salt.

Hydrogen is included in the activity series of metals, and it indicates the possibility of oxidation of the metals by H^+ .

Metals located in activity series at the left to hydrogen can be oxidized by an ion H^+ , but metals located at the right to hydrogen can't be oxidized by an ion H^+ . Only those metals, which have potentials less than 0 can be oxidized by H^+ and dissolved in acids to produce H_2 .

электродных потенциалов. Металлы в левой стороне ряда имеют сильную тенденцию терять электроны. Щелочные металлы из IА-подгруппы и щелочноземельные металлы из IIА-подгруппы имеют наиболее отрицательные потенциалы и легко окисляются. И наоборот, металлы в правой стороне ряда имеют очень слабую тенденцию к окислению. Металл, стоящий левее в ряду активности, может восстанавливать катион металла, стоящего правее, из раствора его соли.

Водород включен в ряд активности металлов и указывает на возможность окисления металлов ионом H^+ .

Металлы, стоящие левее водорода, могут быть окислены ионом H^+ , а металлы, стоящие правее, – нет. Только металлы с отрицательными электродными потенциалами могут растворяться в кислотах с образованием H_2 .

Table 10 (Таблица 10)

The activity series of metals

Ряд активности металлов

Me	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Ag	Au
Me^{z+}	Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Ag^+	Au^{3+}
E^0, B	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+1,50

8.2. Reaction of metals with aqueous solutions of acids, alkalies and water

8.2. Реакции металлов с водными растворами кислот, щелочей и с водой

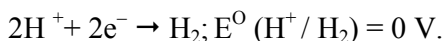
The widespread and important class of reactions is reactions of solid metals with solutions of acids, alkalis and water.

Широко распространенным и важным классом реакций являются реакции металлов с водой, растворами кислот и щелочей.

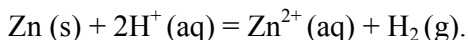
Metal interactions with acid

The majority of metals can be oxidized quickly by acids at usual temperature.

All acids contain an oxidizer, it is hydrogen cation.



Example 1



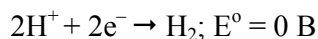
When metal reacts with acid metal often passes into solution in the form of hydrated cation, which for simplicity in the equations are written in the form of simple cations.

Anions of a number of acids also can be oxidizers of metals, and these anions sometimes are stronger oxidants than H^+ .

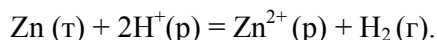
Взаимодействие металлов с кислотами

Большинство металлов можно довольно быстро окислить при обычной температуре, действуя на них кислотами.

Все кислоты содержат окислитель – катион водорода.



Пример 1



При взаимодействии с кислотами металлы чаще всего переходят в раствор в виде гидратированных катионов (в уравнениях для простоты их записывают как простые катионы).

Анионы ряда кислот также могут быть окислителями, иногда более сильными, чем H^+ . К таким окислителям относятся анионы самых распространенных кислот H_2SO_4 и HNO_3 .

Anions of the most widespread H_2SO_4 and HNO_3 acids belong to such oxidizers. Anions of SO_4^{2-} work as strong oxidants only in the concentrated H_2SO_4 acid.

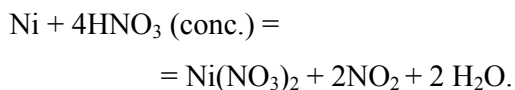
Anions of NO_3^- have oxidizing properties at any concentration of acid. The majority of metals are dissolved in nitric acid with formation of nitrates.

It is important to note that in reactions of metals with HNO_3 , as a rule, gas H_2 is not formed. It indicates that metal is oxidized by stronger oxidizer of NO_3^- , not the H^+ cation.

Concentrated acid is usually reduced by the metals to NO_2 .



Example 2



When metals react with the dilute HNO_3 solutions several simultaneous reactions usually occur, and the mix of products is formed. Their abundance in mix depends on the reduction activity of metal, temperature and concentration of acid.

Анионы SO_4^{2-} проявляют окислительные свойства лишь в концентрированной H_2SO_4 .

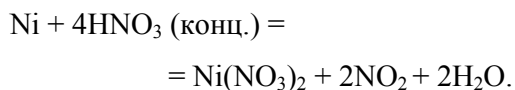
Анионы NO_3^- проявляют окислительные свойства при любой концентрации кислоты. Большинство металлов растворяется в азотной кислоте с образованием нитратов.

Важно отметить, что в реакциях металлов с HNO_3 , как правило, не происходит выделение водорода. Это указывает на то, что металл окисляется более сильным окислителем NO_3^- , а не катионом H^+ .

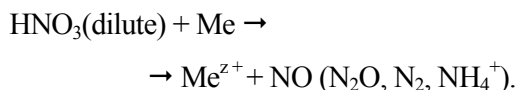
Концентрированная кислота HNO_3 обычно восстанавливается металлами до NO_2 .



Пример 2

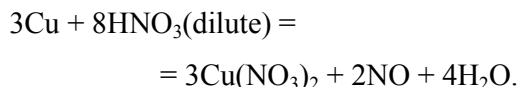


Когда металлы реагируют с разбавленной азотной кислотой, обычно идет несколько параллельных реакций, и образуется смесь продуктов ее восстановления.



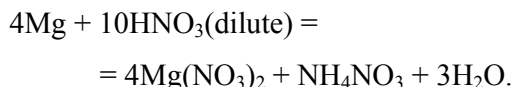
When the diluted nitric acid reacts with metals, which have more positive potentials prevailing product is gas NO.

Example 3



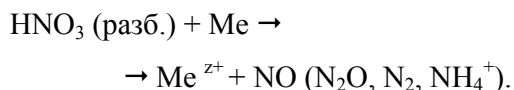
Strongly diluted acid reacts with metals, which have very negative potentials (for example, Mg) with the formation of NH_4^+ ions.

Example 4



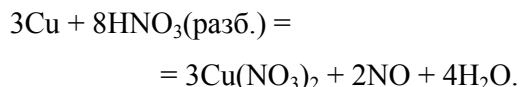
When the diluted nitric acid reacts with metals, which have medium activity (for example, Fe, Zn) products are enriched with N_2O and N_2 .

Noble metals such as Au, Pt are not dissolved in HNO_3 acid, because they have very positive electrode potential (more 1 V) and the base condition of spontaneous course of the redox reactions: $E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$ is



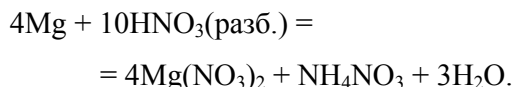
Относительное содержание продуктов в смеси зависит от восстановительной активности металла, температуры и концентрации кислоты. При взаимодействии металлов, имеющих наиболее положительные потенциалы, с разбавленной азотной кислотой, преобладающим продуктом является газ NO.

Пример 3



Металлы, имеющие отрицательные потенциалы (например, Mg и Al), взаимодействует с сильно разбавленной азотной кислотой с образованием NH_4^+ .

Пример 4



В реакциях металлов средней активности смесь обогащается N_2O и N_2 .

Благородные металлы, такие как Au и Pt, с азотной кислотой не реагируют, поскольку они имеют очень положительные потенциалы (больше 1 В), и основное условие самопроизвольного протекания ОВР ($E_{\text{O}} > E_{\text{B}}$) не выполняется.

not is carried out.

Some metals, for example, Fe, Cr, are passivated, and they do not react from concentrated HNO_3 acid.

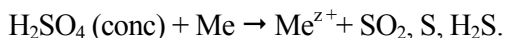
The acid H_2SO_4 has two oxidizers: H^+ and sulfate ion.

In the diluted sulfuric acid the oxidation of metals is carried out by hydrogen ions. Only metals which negative potentials are dissolved in the dilute H_2SO_4 and gas H_2 is formed.

Example 5



In the concentrated sulfuric acid the sulfate ion acts as an oxidizer.



The product of restitution SO_4^{2-} ion most depends on a reducer. Stronger reducers lead to the formation of H_2S , and weaker reducers lead to the formation of SO_2 .

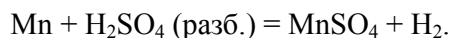
The sulfuric acid oxidizes some metals, located after hydrogen in the activity series, for example copper.

Некоторые металлы, например, Fe и Cr, пассивируются и не реагируют с концентрированной азотной кислотой.

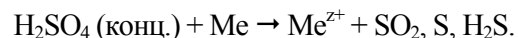
H_2SO_4 имеет в своем составе два окислителя: H^+ и сульфат-ион.

В разбавленной серной кислоте окисление металлов осуществляется за счет водородных ионов. Только металлы с отрицательными потенциалами растворяются в разбавленной серной кислоте с выделением газа H_2 . В ней растворяются только те металлы, которые стоят в ряду активности до водорода.

Пример 5



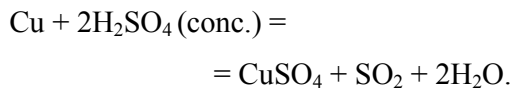
В концентрированной серной кислоте окислителем выступает сульфат-ион.



Продукт восстановления зависит от силы восстановителя. Более сильные восстановители приводят к образованию H_2S , а более слабые – к образованию SO_2 .

Концентрированная серная кислота H_2SO_4 (конц.) окисляет некоторые металлы, стоящие в ряду активности после водорода, например медь.

Example 6



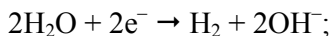
Noble metals such as Au, Pt are not dissolved in the concentrated H_2SO_4 , because they have very positive electrode potential (more 1V) and the base condition of spontaneous course of the redox reactions:

$E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$ is not is carried out.

Some metals, for example, Fe, Al, Cr, are passivated, and they do not react with concentrated H_2SO_4 acid.

Reaction of metals with water

Water contains the hydrogen cation, but it is not enough free H^+ ions and oxidizing properties of water are not large.

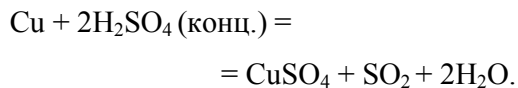


$$E = -0,413 \text{ V (pH} = 7\text{)}.$$

In water metals can dissolve with $E < (-0,413) \text{ V}$.

The number of metals which satisfy this condition are significantly larger than the number of metal actually dissolving in water. The reason for this is water-insoluble layer on the metal oxide on the metal surface. When metal oxides and hydroxides are soluble in water, this obstacle

Пример 6

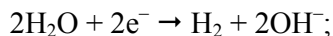


Благородные металлы, такие как Au и Pt, с концентрированной серной кислотой не реагируют, поскольку не выполняется основное условие самопроизвольного протекания ОВР ($E_{\text{O}} > E_{\text{B}}$).

Некоторые металлы, например, Fe, Al, Cr, пассивируются в концентрированной серной и азотной кислоте.

Реакции металлов с водой

Вода содержит катион водорода, но свободных ионов H^+ в воде очень мало, и окислительные свойства воды невелики.



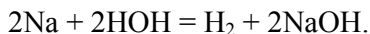
$$E = -0,413 \text{ В (pH} = 7\text{)}.$$

В воде могут растворяться металлы с $E < (-0,413) \text{ В}$.

Число металлов, удовлетворяющих этому условию, значительно больше, чем число металлов, реально растворяющихся в воде. Причиной этого является плотный, нерастворимый в воде слой оксида на поверхности металла. Если оксиды и гидроксиды металла раство-

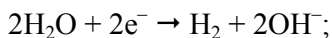
is not therefore alkali and alkaline earth metals are soluble in water vigorously.

Example 7



Metal interactions with aqueous alkalis

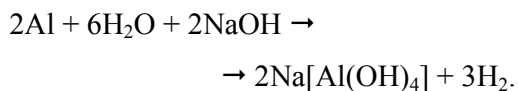
In alkaline solutions water acts as an oxidizing agent, the oxidising properties of water decrease as pH increase pH.



$$E^0 = -0,826 \text{ V (pH} = 14).$$

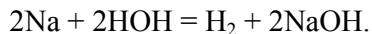
However, some metals, not soluble in water, are transferred to the alkaline solution, for example, Al, Zn and others. The main reason is that the dissolution that oxides and hydroxides of these exhibit amphoteric and soluble in alkali by eliminating the barrier between the oxidant and reductant.

Example 8



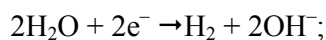
римы в воде, то этого препятствия нет, поэтому щелочные и щелочноземельные металлы энергично растворяются в воде.

Пример 7



Взаимодействие металлов с водными растворами щелочей

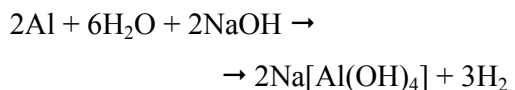
В щелочных растворах окислителем выступает вода. Окислительные свойства воды понижаются с ростом pH.



$$E^0 = -0,826 \text{ В (pH} = 14).$$

Тем не менее, некоторые металлы, не растворяющиеся в воде, переводятся в раствор щелочами (например, Al, Zn и некоторые другие). Главная причина растворения заключается в том, что оксиды и гидроксиды этих металлов проявляют амфотерность и растворяются в щелочи.

Пример 8



8.3. Corrosion of metals

8.3. Коррозия металлов

Corrosion is a spontaneous oxidation of metals by oxidants from the environment. The most familiar example of cor-

Коррозия – это самопроизвольное окисление металлов окислителями из окружающей среды. Наиболее зна-

rosion is the formation of rust on iron. Corrosion is not limited by iron, other metals also corrode.

Under ambient conditions, most metals can be oxidized with the exception of the noble gold and platinum.

Some metals, however, are resistant to corrosion because of a thin coating of oxide that forms on the surface of the metal and acts as a barrier that prevents further destruction. Aluminum, Chromium, nickel and some other metals also form protective oxide films.

The passivation of metal is the formation of the thin protective film on the metal surface.

Various metals subject to corrosion, iron is the most important, because iron is the basic construction material. Oxygen gas and water must be present for iron to rust.

The main steps are believed to be as follows.

1. An area of the metals surface, where oxidation occurs, serves as the anode:

комый пример коррозии – образование ржавчины на железе, однако коррозия не ограничивается железом, другие металлы также корродируют.

При обычных условиях большинство металлов (за исключением благородных – золота и платины) может быть окислено.

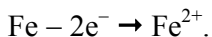
Некоторые металлы, однако, устойчивы к коррозии из-за тонких покрытий, которые образуются на их поверхности и играют роль барьера, предотвращающего дальнейшее разрушение. Алюминий, хром, никель и некоторые другие металлы образуют защитные оксидные пленки.

Пассивация металлов – это образование тонких защитных пленок на поверхности металла.

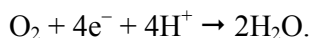
Различные металлы подвергаются коррозии, но наиболее важной является коррозия железа, поскольку железо является основным конструкционным материалом. Для образования ржавчины на железе необходимы кислород и вода.

Предполагают следующие стадии образования ржавчины.

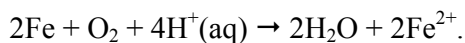
1. Область металлической поверхности, на которой протекает процесс



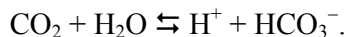
2. The electrons given up by iron reduce atmospheric oxygen to water. This region is the cathode.



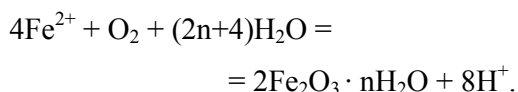
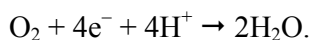
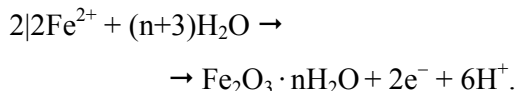
The overall redox reaction:



Note that this reaction occurs in an acidic medium; the H^+ ions are supplied in part by the reaction of atmospheric carbon dioxide CO_2 , with water.



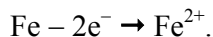
3. The Fe^{2+} ions formed at the anode are further oxidized by oxygen:



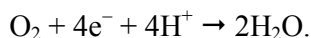
$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$ is a hydrated form of iron(III) oxide is known as rust. The amount of water associated with the iron oxide varies, so we represent the formula as $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$.

The general redox reaction of iron corrosion in the atmosphere:

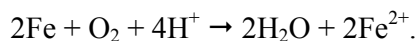
окисления, служит анодом:



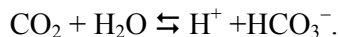
2. Электроны, отдаваемые железом, восстанавливают кислород из атмосферы до воды. Область, на которой идет восстановление, является катодом.



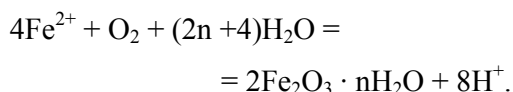
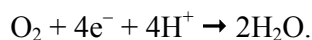
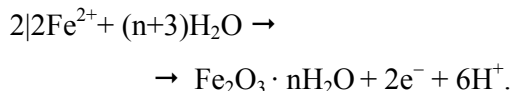
Общая окислительно-восстановительная реакция:



Заметим, что эта реакция протекает в кислой среде. Ионы H^+ образуются частично из-за реакции атмосферного углекислого газа с водой:

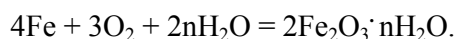


3. Ионы Fe^{2+} , образующиеся на аноде, дальше окисляются кислородом:



$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$ — гидратированная форма оксида железа. Количество воды, связанной с оксидом железа, варьируется, поэтому гидратированный оксид описывают формулой $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$.

Общая реакция коррозии железа в атмосфере:

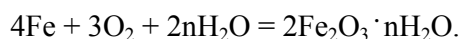


The rust that forms on the surface of iron is too porous to protect the underlying metal.

The corrosion causes the damage of constructions, ships, buildings and cars. Many methods have been devised to prevent or minimize the effect of corrosion.

The most obvious method of protection is to coat the metal surface with the paint or the film of polymeric material. However, if the coating is scratched, holes in a protective coating allow oxygen to be reduced at the surface with the greater exposure to air (the cathode), while metallic iron is oxidized to Fe^{2+} at the less exposed site (the anode). Rust is formed when Fe^{2+} (aq) diffuses to a surface, where it can react with oxygen. The electrochemical interaction between cathodic and anodic sites can cause a large pit to form under a painted surface.

One of the most common techniques used to prevent the corrosion of iron is applying a protective coating of another metal that is more difficult to oxidize. Faucets



Образующаяся ржавчина слишком пористая, чтобы защитить лежащий под ней слой металла.

Коррозия вызывает разрушение конструкций, мостов, кораблей, зданий, автомобилей. Было разработано много методов, чтобы предотвратить или минимизировать эффект коррозии.

Наиболее очевидный метод защиты – покрыть металлическую поверхность краской или пленкой полимерного материала. Однако если защитное покрытие повредится, то кислород будет восстанавливаться на открывшейся воздушной части поверхности, которая будет служить катодом, тогда как железо будет окисляться на закрытой части поверхности, которая будет анодом. Ржавчина образуется, когда ионы Fe^{2+} диффундируют к поверхности и взаимодействуют на ней с кислородом. Электрохимическое взаимодействие катодной и анодной ячейки может образовать большие полости под краской.

Одним из широко распространенных методов предотвращения коррозии является использование защитных покрытий другим металлом, который с большим

and some external parts of automobiles, for example, are often coated with a thin layer of chromium. Another example is the “tin cans” that hold foods. The “tin cans” are actually made of steel, coated with a thin layer of tin.

Unfortunately, coating is subject to scratching. The presence of the second metal can actually increase the rate of corrosion.

The values of the standard electrode potentials:

$$(E^0_{(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})} = -0,14 \text{ V})$$

$$(E^0_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0,44 \text{ V})$$

show that Fe is easier oxidized than Sn.

As a result, the more corrosion resistant metal (in this case, tin) accelerates the corrosion of iron by acting as the cathode and providing a large surface area for the reduction of oxygen. This process is seen, when copper and iron pipes have been directly connected to each other. The less easily oxidized copper acts as the cathode, causing iron to dissolve rapidly near the connection.

трудом окисляется. Водопроводные краны и некоторые детали автомобилей часто покрывают тонким слоем хрома. Другим примером являются «оловянные» консервные банки, в которых хранят пищевые продукты. «Оловянные банки» в действительности – стальные, покрытые тонким слоем олова.

К сожалению, защитное покрытие может быть повреждено, и присутствие второго металла увеличит скорость коррозии.

Величины стандартных электродных потенциалов:

$$\text{для олова } (E^0_{(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})} = -0,14 \text{ В});$$

$$\text{для железа } (E^0_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0,44 \text{ В}).$$

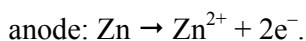
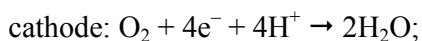
Это показывает, что железо легче окисляется, чем олово.

В результате, более устойчивый к коррозии металл (в данном случае – олово) ускоряет коррозию железа, действуя как катод и обеспечивая большую поверхность для восстановления кислорода. Подобный процесс можно наблюдать также и в том случае, когда железные и медные трубы непосредственно соединяются. Медь, которая труднее окисляется, действует как катод, вызывая быстрое растворение железа в месте

контакта.

One way to avoid these problems is to use a more easily oxidized metal to protect iron from corrosion. In this case the more reactive metal, for example, such as Zn ($E^0_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,76 \text{ V}$) becomes the anode, and iron becomes the cathode. This prevents oxidation of the iron.

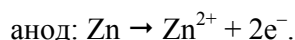
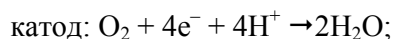
The reactions that occur under these conditions are as follows:



In this case, the zinc serves as the anode and the iron is the cathode. Zinc is more easily oxidized than iron, so even if a scratch exposes the zinc oxidizes. The protection, which occurs when the more reactive metal reacts with oxydants and will dissolve to protect of another metal is called tread protection. In the tread protection it is possible to simply object with the protector. Rusting of underground iron pipes and iron tanks can be prevented or greatly reduced by connecting them to metals such as zinc and magnesium, which oxidize more readily than iron. In a similar strategy, sacrificial electrodes are used to protect iron constructions.

Один из способов избежать этой проблемы – использовать в качестве покрытия для железа более легко окисляемый металл. В этом случае более активный металл, например, цинк ($E^0_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,76 \text{ В}$), становится анодом, а железо – катодом. Это предотвратит окисление железа.

В этих условиях протекают реакции:



Цинк легче окисляется, чем железо, поэтому при повреждении покрытия окислится цинк.

Более активный металл реагирует с кислородом и растворяется, защищая объект. Такую защиту называют протекторной. При протекторной защите можно просто соединить защищаемый объект с протектором. Ржавление подземных труб или танкеров для хранения можно предотвратить или сильно ослабить, соединив их с металлами, которые окисляются легче, чем железо (например, цинк и магний).

The surface of iron metal can be made inactive by the passivation, when a thin oxide layer is formed when the metal is treated with a strong oxidizing agent such as concentrated nitric acid, sodium chromate. The agents leading to passivation are called inhibitors of corrosion.

The tendency for iron to oxidize is greatly reduced when it is alloyed with certain other metals. For example, in stainless steel, an alloy of iron and chromium, a layer of chromium oxide forms that protects the iron from corrosion.

Поверхность металла можно сделать неактивной за счет пассивации, при которой образуется тонкий оксидный слой, когда металл взаимодействует с сильными окислителями (например, концентрированная азотная кислота или хромат натрия). Агенты, приводящие к пассивации, являются ингибиторами коррозии.

Тенденция железа к окислению значительно ослабляется, когда его соединяют с некоторыми другими металлами с образованием сплавов. Например, нержавеющая сталь содержит хром, образующийся оксид хрома защищает железо от коррозии.

Homeworks

Домашние задания

Homework № 1

Домашнее задание № 1

Classification of chemical compounds. Electrolytes. Salt hydrolysis.
Классификация соединений. Электролиты. Гидролиз солей.

1. Write equations in molecular and ionic forms for possible reactions of the following substances with H_2O , KOH and H_2SO_4 (diluted).

1. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения возможных реакций предложенных веществ с H_2O , KOH и H_2SO_4 (разб.).

N_2O_5 , MnO , HCl , $Cr(OH)_3$; SnO , P_2O_5 , $Cd(OH)_2$, H_2S ; CoO , Al_2O_3 , $Cu(OH)_2$, HBr ; SO_3 , CdO , H_2SO_3 , $Sn(OH)_2$; SiO_2 , NiO , $HClO_4$, $Pb(OH)_2$; PbO , N_2O_5 , CH_3COOH , KOH ; SO_2 , CuO , H_2Se , $Zn(OH)_2$; Cr_2O_3 , Cl_2O_7 , $Fe(OH)_2$, H_3PO_4 ; CoO , ZnO , $RbOH$, HI ; P_2O_5 , FeO , H_2Te , $Al(OH)_3$; BeO , CO_2 , $Ca(OH)_2$, HCN ; Fe_2O_3 , Ag_2O , HNO_3 , $Be(OH)_2$; MnO , P_2O_5 , H_2SO_3 , $Sn(OH)_2$; FeO , Mn_2O_7 , H_3PO_4 , $Ga(OH)_3$; CdO , SnO_2 , HF , $Be(OH)_2$	SO_2 , CuO , $NaOH$, H_3AsO_4 ; Al_2O_3 , SiO_2 , NH_3 , $HClO_4$; N_2O_5 , Ti_2O_3 , $Pb(OH)_2$, HNO_2 ; Al_2O_3 , CuO , $Mg(OH)_2$, $HClO$; As_2O_5 , NiO , $Ga(OH)_3$, $HMnO_4$; FeO , SO_3 , $HClO_3$, $Mo(OH)_2$; CdO , CO_2 , $Be(OH)_2$, $HClO$; Mn_2O_7 , CrO_3 , $Al(OH)_3$, NiO ; CoO , SO_2 , $Cr(OH)_3$, HCl ; CuO , ZnO , $RbOH$, H_2S ; MgO , SO_3 , $Cu(OH)_2$, $HClO_4$; ZnO , CO , $Ni(OH)_2$, HCl ; MnO , BeO , $CsOH$, H_2Te ; CaO , CrO_3 , $Cr(OH)_3$, H_2SO_4 ; SO_3 , Al_2O_3 , $Sr(OH)_2$, CO_2
--	---

2. Write equations of salt dissociation.

2. Напишите уравнения диссоциации солей.

1. NiOHCl, NiBr ₂ , NaH ₂ PO ₄ ;	16. CdOHBr, Ni(NO ₃) ₂ , NaHCO ₃ ;
2. CaCl ₂ , (CoOH) ₂ SO ₄ , KHCO ₃ ;	17. Pb(HSO ₄) ₂ , NH ₄ NO ₃ , CoOHCl ;
3. BaSO ₄ , Ca(HCO ₃) ₂ , AlOHCl ₂ ;	18. K ₂ HPO ₄ , AlOHCl ₂ , K ₂ CO ₃ ;
4. CaF ₂ , (SnOH)Cl, K ₂ HPO ₄ ;	19. Al(OH) ₂ NO ₃ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ , KHSe ;
5. NaHSe, CoOHNO ₃ , MgCl ₂ ;	20. Cu(OH) ₂ , Ca ₃ (PO ₄) ₂ , MnOHBr ;
6. Al ₂ (SO ₄) ₃ , MnOHCl, KHSO ₃ ;	21. CuOHCl, Ca(H ₂ PO ₄) ₂ , Rb ₂ SO ₄ ;
7. Fe(NO ₃) ₃ , SnOHNO ₃ , NaHTe ;	22. BaS, ZnCl ₂ , (NH ₄) ₂ SO ₄ ;
8. Mn(NO ₃) ₂ , SnOHCl, KHS ;	23. FeCl ₂ , Al(NO ₃) ₃ , (MnOH) ₂ SO ₄ ;
9. ZnCl ₂ , CuOHCl, Ba(HSO ₃) ₂ ;	24. FeCl ₃ , NH ₄ HSO ₃ , (CoOH) ₂ SO ₄ ;
10. KHSO ₃ , (CuOH) ₂ CO ₃ , NaCl ;	25. Fe ₂ (SO ₄) ₃ , NaHCO ₃ , FeOHHSO ₄ ;
11. (ZnOH) ₂ CO ₃ , NaHS, K ₂ SO ₃ ;	26. BeCl ₂ , Ca(HCO ₃) ₂ , CoOHCl ;
12. FeCl ₂ , NaH ₂ AsO ₄ , Cr(OH) ₃ ;	27. NH ₄ Cl, NH ₄ HSO ₃ , FeOHCl ;
13. Cu(NO ₃) ₂ , CoOHCl, NaHS ;	28. (NH ₄) ₂ CO ₃ , K ₂ HAsO ₃ , BiCl ₃ ;
14. (CuOH) ₂ CO ₃ , NaBr, NaHCO ₃ ;	29. Na ₂ HPO ₄ , ZnOHCl, BaSO ₄ ;
15. NaHSe, NiOHNO ₃ , ZnSO ₄	30. Be(NO ₃) ₂ , SnCl ₂ , SnOHCl

3. Write equations in molecular and ionic forms of reactions for following conversations.

3. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций для следующих превращений.

1. Ni(OH)₂ → NiO → NiSO₄ → NiS.
2. CuSO₄ → (CuOH)₂SO₄ → Cu(OH)₂ → Cu(NO₃)₂.
3. FeOHCl₂ → FeCl₃ → Fe(OH)₃ → Fe₂O₃.
4. CoO → CoSO₄ → Co(OH)₂ → Co(NO₃)₂.
5. PbO → Pb(NO₃)₂ → Pb(OH)₂ → Na[Pb(OH)₃].
6. NiCl₂ → Ni(OH)₂ → NiOHCl → NiCl₂.
7. CrOHCl₂ → CrCl₃ → Cr(OH)₃ → Cr₂(SO₄)₃.
8. SnO → SnSO₄ → Sn(OH)₂ → Na[Sn(OH)₃].
9. NiBr₂ → NiOHBr → Ni(OH)₂ → NiSO₄.

10. $\text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CoS}$.
11. $\text{CrO}_2 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3$.
12. $\text{NiSO}_4 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2$.
13. $\text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$.
14. $\text{NiBr}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{NiS}$.
15. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
16. $\text{SnSO}_4 \rightarrow \text{Sn(OH)}_2 \rightarrow \text{SnO} \rightarrow \text{SnCl}_2$.
17. $\text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{CoO} \rightarrow \text{CoSO}_4$.
18. $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO}$.
19. $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$.
20. $\text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2$.
21. $\text{Ni(NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiOHNO}_3 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{NiSO}_4$.
22. $\text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KHS} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
23. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr(OH)}_4]$.
24. $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnOHCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn(OH)}_2$.
25. $\text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb(OH)NO}_3 \rightarrow \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow \text{PbO}$.
26. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$.
27. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$.
28. $\text{MgO} \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$.
29. $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
30. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$.

4. Write molecular equations according to the following ionic ones.

1. $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{CaSO}_3$.
2. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- = \text{CoOHCl}$
4. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$.
5. $\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$.
7. $\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CoS}$.
8. $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- = \text{H}_2\text{SO}_3$.
9. $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_3$.
10. $\text{Ni}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{OH}^- = \text{NiOHCl}$.
11. $3\text{Co}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$.
12. $\text{Fe}^{3+} + 2\text{NO}_3^- + \text{OH}^- = \text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$.
13. $\text{Ca}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{CaSiO}_3$.
14. $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}^{2+}$.
15. $\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{MgSO}_3$.

4. По заданным ионным напишите молекулярные уравнения.

16. $\text{S}^{2-} + \text{H}^+ = \text{HS}^-$.
17. $\text{Cd}^{2+} + \text{Br}^- + \text{OH}^- = \text{CdOHBr}$.
18. $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$.
19. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$.
20. $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$.
21. $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^-$.
22. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$.
23. $2\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.
24. $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$.
25. $2\text{I}^- + \text{Pb}^{2+} = \text{PbI}_2$.
26. $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
27. $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$.
28. $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS}$.
29. $\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{2+}$.
30. $\text{Zn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{OH}^- = \text{ZnOHNO}_3$.

5. Salt hydrolysis.

5.1. Write equations for hydrolysis of salts in molecular and ionic form, assign pH-values in solutions of these salts (higher or lower than 7).

5. Гидролиз солей.

5.1. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения гидролиза солей, укажите значения pH растворов этих солей (больше или меньше семи).

1. NaNO_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.	16. $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, CoSO_4 .
2. AlCl_3 , NaHCO_3 .	17. NiSO_4 , NaF .
3. Na_3PO_4 , ZnCl_2 .	18. K_2HAsO_3 , K_2CO_3 .
4. FeCl_2 , K_2S .	19. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, NaCH_3COO .
5. K_2SO_3 , ZnSO_4 .	20. KHS , MgSO_4 .

6. NH_4Cl , KClO .	21. CdCl_2 , NaClO .
7. Na_2S , MnCl_2 .	22. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 .
8. ZnSO_4 , BaS .	23. KHSO_3 , MnSO_4 .
9. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, KNO_2 .	24. Li_2S , CrCl_3 .
10. NH_4Br , Na_2S .	25. SrS , SnBr_2 .
11. Na_2HPO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.	26. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CuBr_2 .
12. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 .	27. Li_2SO_3 , AlCl_3 .
13. CuSO_4 , K_3PO_4 .	28. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaH_2PO_4 .
14. Na_2SO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.	29. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Rb_2SO_3 .
15. NaCN , FeSO_4 .	30. SnSO_4 , KF .

5.2. Write equation for reactions of hydrolysis of two salts in molecular and ionic form.

5.2. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций совместного гидролиза двух солей.

1. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.	16. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.
2. $\text{Na}_2\text{S} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.	17. $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.
3. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3$.	18. $\text{Na}_2\text{S} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}$.	19. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$.
5. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.	20. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.
6. $\text{Na}_2\text{S} + \text{AlCl}_3$.	21. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SnCl}_2$.
7. $\text{FeCl}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$.	22. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S}$.
8. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.	23. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{CrCl}_3$.
9. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{AlBr}_3$.	24. $\text{AlBr}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.
10. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.	25. $\text{BeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$.
11. $\text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{S}$.	26. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.
12. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.	27. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.
13. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$.	28. $\text{Na}_2\text{S} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
14. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CrCl}_3$.	29. $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.
15. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$.	30. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$.

Homework № 2

Домашнее задание № 2

Oxidation-reduction reactions

Окислительно-восстановительные реакции

1. Assign the oxidation number of elements for the following species. Indicate the possible role of these species in redox reactions: only oxidizing agent (Ox), only reducing agent (Red), oxidizing and reducing agent (Ox and Red).

1. Рассчитайте и укажите степень окисления атомов элементов для предложенных частиц. Укажите, какую роль могут выполнять данные частицы в окислительно-восстановительных реакциях: только окислитель (Ox), только восстановитель (Red), окислитель и восстановитель (Ox и Red).

1. CrO_3^{3-} , MnO_2 , PbO_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.	16. ClO_4^- , Cl^- , CrO_2^- , F_2 .
2. Fe , AlO_2^- , N_2O , NO_3^- .	17. Ca , NO_3^- , BrO^- , NO_2^- .
3. Fe_2O_3 , MnO_4^{2-} , Br^- , CrO_4^{2-} .	18. SO_4^{2-} , CO , H_2S , MnO_4^{2-} .
4. CO_2 , ClO^- , MnO_4^{2-} , Cl^- .	19. CO_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, BrO^- , SeO_4^{2-} .
5. NO_3^- , NO , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_3^{2-} .	20. SeO_3^{2-} , AlO_2^- , Br^- , ClO_3^- .
6. BrO^- , Br^- , Cd^{2+} , CrO_4^{2-} .	21. PbO_2^{2-} , NO_2^- , H_2O , CrO_4^{2-} .
7. Cl_2 , Cl^- , CrO_4^{2-} , $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$.	22. I^- , ClO_3^- , Mg , TiO^{2+} .
8. TiO^{2+} , ClO^- , MnO_2 , MnO_4^- .	23. SO_3^{2-} , PbO_2 , NO_3^- , NH_3 .
9. MnO_4^{2-} , NO_3^- , NH_4^+ , ClO_3^- .	24. N_2H_4 , Cr_2O_3 , CrO_4^{2-} , NO_2 .
10. NH_2OH , VO^{2+} , Ni , CrO_4^{2-} .	25. NH_2OH , N_2 , NH_4^+ , F^- .
11. H_2S , Cl_2 , SO_4^{2-} , VO_3^- .	26. N_2O , SO_4^{2-} , NO , AsO_4^{3-} .
12. SO_3^{2-} , NO_2 , ClO_4^- , Br^- .	27. VO_3^- , MnO , SnO_2 , Ba .
13. CrO_2^- , ReO_4^- , PbO_2 , CrO_4^{2-} .	28. IO_3^- , Cr^{3+} , MnO_2 , Fe_2O_3 .
14. SO_4^{2-} , MnO_2 , NO_2 , Cu .	29. Br_2 , FeO , SO_4^{2-} , P_2O_5 .
15. NO_2^- , Cl_2 , Mn^{2+} , ClO^- .	30. PO_4^{3-} , O_2 , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, PH_3 .

2. Write the half-reaction of oxidation and reduction, and net ionic and molecular equations of the following reactions. Write the molecular formulas of the oxidizing and reducing agents.

2. Составьте электронную схему и молекулярное уравнение реакции. Запишите молекулярные формулы окислителя и восстановителя.

Вариант	1 st reaction 1-ая реакция	2 st reaction 2-ая реакция
1	$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{I}_2$	$\text{Ni} + \text{HCl}$
2	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-$	$\text{Ni} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$
3	$\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-$	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ dil. (разб.)}$
4	$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$	$\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ dil. (разб.)}$
5	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Cr}^{3+}$	$\text{Mn} + \text{HCl}$
6	$\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{VO}^{2+}$	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Co} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$
8	$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2, \text{Pb}^{2+}$	$\text{Fe} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$
9	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Fe} + \text{HCl}$
10	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnO}_4^-, \text{Bi}^{3+}$	$\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$
11	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
12	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{S}$	$\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ dil. (разб.)}$
13	$\text{FeCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$
14	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3, \text{Cl}^-$	$\text{Cu} + \text{NaOH} + \text{O}_2$
15	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Co}^{2+}, \text{Cl}_2$	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
16	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$
17	$\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2, \text{NO}$	$\text{Cr} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$
18	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-$	$\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ dil. (разб.)}$
19	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Cd} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$
20	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{S}$	$\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}$

21	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Cl}_2$	$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}$
22	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Mg} + \text{HNO}_3 \text{ conc.}$
23	$\text{NaNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}, \text{NH}_3$	$\text{Pb} + \text{O}_2 + \text{NaOH}$
24	$\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{I}^-$	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}$
25	$\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}$	$\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
26	$\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{N}_2\text{O}$	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
27	$\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$	$\text{Zn} + \text{HCl}$
28	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{NO}_3^-$	$\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
29	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{NaOH}$
30	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}, \text{Cr}^{3+}$	$\text{Be} + \text{HNO}_3 \text{ dil. (разб.)}$

3. Calculate the EMF of galvanic cell. If the concentration of the solution is not indicated, that the potential is standard. Write the equations for the anode and cathode processes, molecular equation for the overall redox reaction, indicate the direction of movement of the electrons and ions in the following galvanic elements.

3. Рассчитайте ЭДС. Если концентрация раствора не указана, потенциал примите стандартным. Напишите уравнения анодного и катодного процессов и молекулярное уравнение токообразующей реакции. Укажите направление движения электронов и ионов в следующих гальванических элементах.

1. $\text{Ag} | \text{AgNO}_3, 0,001\text{M} || \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 | \text{Zn}$.
2. $\text{Cd} | \text{CdSO}_4, 0,1\text{M} || \text{CuSO}_4, 0,01\text{M} | \text{Cu}$.
3. $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4, 0,01\text{M} || \text{FeSO}_4, 0,1\text{M} | \text{Fe}$.
4. $\text{Cu} | \text{CuSO}_4 || \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{FeSO}_4 (\text{C})$.
5. $\text{Fe} | \text{FeSO}_4 || \text{FeSO}_4, 0,001\text{M} | \text{Fe}$.
6. $\text{Co} | \text{CoSO}_4, 0,01\text{M} || \text{CoSO}_4 | \text{Co}$.
7. $\text{Ag} | \text{AgNO}_3, 0,01\text{M} || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}$.
8. $\text{Ag} | \text{AgNO}_3, 0,01\text{M} || \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{H}_2 (\text{Pt})$.
9. $\text{Pb} | \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 || \text{Cd}(\text{NO}_3)_2, 0,1\text{M} | \text{Cd}$.
10. $\text{Al} | \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M} || \text{NiSO}_4, 0,01\text{M} | \text{Ni}$

11. $\text{Sn} \mid \text{SnSO}_4, 0,01\text{M} \parallel \text{SnSO}_4 \mid \text{Sn}$.
12. $(\text{Pt}) \text{H}_2 \mid \text{H}_2\text{SO}_4 \parallel \text{ZnSO}_4, 0,01\text{M} \mid \text{Zn}$.
13. $\text{Ag} \mid \text{AgNO}_3 \parallel \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M} \mid \text{Cr}$.
14. $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4 \parallel \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M} \mid \text{Cr}$.
15. $\text{Ni} \mid \text{NiSO}_4, 0,1\text{M} \parallel \text{H}_2\text{SO}_4 \mid \text{H}_2 (\text{Pt})$.
16. $(\text{Pt}) \text{H}_2 \mid \text{H}_2\text{SO}_4 \parallel \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M} \mid \text{Al}$.
17. $\text{Ni} \mid \text{NiSO}_4 \parallel \text{NiSO}_4, 0,001\text{M} \mid \text{Ni}$.
18. $\text{Ag} \mid \text{AgNO}_3, 0,1\text{M} \parallel \text{AgNO}_3, 0,0001\text{M} \mid \text{Ag}$.
19. $\text{Sn} \mid \text{SnSO}_4 \parallel \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M} \mid \text{Cr}$.
20. $\text{Co} \mid \text{CoSO}_4 \parallel \text{ZnSO}_4, 0,01\text{M} \mid \text{Zn}$.
21. $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4, 0,1\text{M} \parallel \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M} \mid \text{Al}$.
22. $\text{Ag} \mid \text{AgNO}_3, 0,01\text{M} \parallel \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \mid \text{Pb}$.
23. $(\text{Pt}) \text{H}_2 \mid \text{H}_2\text{SO}_4 \parallel \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M} \mid \text{Al}$.
24. $\text{Zn} \mid \text{ZnSO}_4, 0,1\text{M} \parallel \text{ZnSO}_4, 0,0001\text{M} \mid \text{Zn}$.
25. $\text{Cr} \mid \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M} \parallel \text{CdSO}_4 \mid \text{Cd}$.
26. $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4, 0,1\text{M} \parallel \text{H}_2\text{SO}_4 \mid \text{H}_2 (\text{Pt})$.
27. $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4 \mid \text{SnCl}_2 0,01\text{M} \mid \text{Sn}$.
28. $\text{Al} \mid \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M} \parallel \text{H}_2\text{SO}_4 \mid \text{H}_2 (\text{Pt})$.
29. $\text{Cr} \mid \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M} \parallel \text{ZnSO}_4 \mid \text{Zn}$.
30. $\text{Co} \mid \text{CoSO}_4, 0,01\text{M} \parallel \text{NiSO}_4 \mid \text{Ni}$.

4. Predict product of the redox reaction using the potentials. (In each variant there are two reaction). Write the half-reaction of redox and reduction, and net ionic and molecular equations. The value of oxidation potential of concentrated H_2SO_4 and HNO_3 is higher than potential of metal. Estimate the practical stability of metals in the given solutions.

4. Определите продукты в окислительно-восстановительных реакциях, используя потенциалы (две реакции в каждом варианте). Составьте электронно-ионные схемы и запишите ионные и молекулярные уравнения этих реакций. Считайте, что значения потенциалов для концентрированных H_2SO_4 и HNO_3 больше, чем у металла. Оцените практическую устойчивость металлов в данной среде.

1. Al + HCl, H ₂ SO ₄ conc. + Cu.	16. Sn + H ₂ O + NaOH, H ₂ SO ₄ conc. + Bi.
2. Al + H ₂ O + NaOH, H ₂ SO ₄ conc. + Sn.	17. Ca + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc. + Cd.
3. Al + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc. + Zn.	18. Mg + NaOH + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc. + Be.
4. Al + KOH + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Be.	19. Na + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Pb.
5. Al + NaOH + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Cd.	20. Pb + KOH + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Cr.
6. Cu + H ₂ O + O ₂ , HNO ₃ dil. (разб.) + Mg.	21. Al + KOH + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc. + Al.
7. Cu + NaOH + H ₂ O + O ₂ , HNO ₃ conc. + Ba.	22. Pb + H ₂ O + NaOH, HNO ₃ dil. (разб.) + Bi.
8. Fe + H ₂ O + O ₂ , HNO ₃ conc. + Pb.	23. Be + KOH + H ₂ O, HNO ₃ conc., + Zn.
9. Al + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Fe → Fe ³⁺ .	24. Cr + HCl, H ₂ SO ₄ conc. + Mg.
10. Zn + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc. + Al →	25. Al + HCl, Zn + NaOH + H ₂ O.
11. Zn + NaOH + H ₂ O, H ₂ SO ₄ conc., t° + Ni →	26. Cu + H ₂ SO ₄ conc., t°, Cd + KOH + H ₂ O + O ₂ .
12. Zn + H ₂ SO ₄ dil. (разб.), HNO ₃ conc., t° + Fe → Fe ³⁺ .	27. Co + HNO ₃ dil. (разб.), Mg + H ₂ O.
13. Cr + H ₂ O + O ₂ , HNO ₃ dil. (разб.) + Cu.	28. Cd + HCl, Be + H ₂ SO ₄ conc.
14. Zn + NaOH + H ₂ O + O ₂ , H ₂ SO ₄ conc., t° + Fe → Fe ³⁺ .	29. Fe + KOH + H ₂ O + O ₂ , Ag + HNO ₃ conc.
15. Zn + NaOH + H ₂ O, HNO ₃ dil. (разб.) + Sn.	30. Ba + KOH + H ₂ O, Mn + H ₂ SO ₄ conc.

5. Indicate anode and cathode in the galvanic couples, using the potentials and indicate the direction of movement of electrons. Calculate the EMF, write equation for anode and cathode processes and molecular equation of corrosion.

5. Укажите анод и катод гальванопары, используя потенциалы, а также покажите направление движения электронов. Рассчитайте ЭДС, напишите уравнения анодного и катодного процессов и молекулярное уравнение гальванокоррозии.

Гальванопары/Galvanic couples

Коррозионная среда/ Corrosive environment		
H ₂ O + O ₂	NaOH + H ₂ O	H ₂ O
1. Zn / Sn.	11. Al / Cu.	21. Pb / Sn.
2. Pb / Zn.	12. Cu / Zn.	22. Fe / Mg.
3. Fe / Zn.	13. Zn / Fe.	23. Ni / Zn.
4. Fe / Cu.	14. Fe / Cr.	24. Cu / Pb.
5. Fe / Ni.	15. Co / Al.	25. Zn / Sn.
6. Zn / Cu.	16. Al / Cu.	26. Mg / Cd.
7. Pb / Fe.	17. Al / Fe.	27. Zn / Sn.
8. Bi / Ni.	18. Zn / Al.	28. Co / Mg.
9. Mg / Fe.	19. Zn / Sn.	29. Mg / Fe.
10. Ni / Mg.	20. Co / Cu.	30. Sn / Al.

Appendix

Приложение

Appendix 1 (Приложение 1)

Periodic table
Периодическая таблица

Периоды	Ряды	Группы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	H 1 Водород 1,008							He 2 Гелий 4,003		
II	2	Li 3 Литий 6,941	Be 4 Бериллий 9,012	B 5 Бор 10,811	C 6 Углерод 12,011	N 7 Азот 14,007	O 8 Кислород 15,999	F 9 Фтор 18,998	Ne 10 Неон 20,179		
III	3	Na 11 Натрий 22,990	Mg 12 Магний 24,305	Al 13 Алюминий 26,982	Si 14 Кремний 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Сера 32,066	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948		
IV	4	K 19 Калий 39,098	Ca 20 Кальций 40,078	21 Sc Скандий 44,956	22 Ti Титан 47,88	23 V Ванадий 50,942	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,847	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,69
	5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,39	Ga 31 Галлий 69,723	Ge 32 Германий 72,59	As 33 Мышьяк 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80		
V	6	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62	39 Y Иттрий 88,906	40 Zr Цирконий 91,224	41 Nb Ниобий 92,906	42 Mo Молибден 95,94	43 Tc Технеций 98,906	47 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,91	46 Pd Палладий 106,42
	7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,41	In 49 Индий 114,82	Sn 50 Олово 118,71	Sb 51 Сурьма 121,75	Te 52 Теллур 127,60	I 53 Иод 126,905	Xe 54 Ксенон 131,29		
VI	8	Cs 55 Цезий 132,905	Ba 56 Барий 137,33	57 La* Лантан 138,906	72 Hf Гафний 178,49	73 Ta Тантал 180,948	74 W Вольфрам 183,85	75 Re Рений 186,207	76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,08
	9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	Tl 81 Таллий 204,383	Pb 82 Свинец 207,2	Bi 83 Висмут 208,98	Po 84 Полоний [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]		
VII	10	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий 226,02	89 Ac* Актиний [227]	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [263]	107 Bh Борий [262]	108 Hs Хассий [265]	109 Mt Мейтнерий [266]	110 Дармштатий [272]

Лантаниды													
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yr	71 Lu
Актиниды													
90 Th	91 Pa	92 U	93 Nb	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Appendix 2 (Приложение 2)

Dissociation Constants and pK_a for Acids at 25°C
Константы диссоциации распространенных кислот и значения pK_d при 25°C

Name	Formula	K_{a1}	pK_{a1}	K_{a2}	pK_{a2}	K_{a3}	pK_{a3}
Acetic acid Уксусная	CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,75				
Carbonic acid Угильная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,3		
Hydrocyanic acid Синильная	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,21				
Hydrofluoric acid Плавииковая	HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$	3,20				
Hydrogen sulfide Сероводородная	H_2S	$8,9 \cdot 10^{-8}$	7,05	$1 \cdot 10^{-13}$	13		
Hypobromous acid Бромноватистая	$HBrO$	$2,8 \cdot 10^{-9}$	8,55				
Hypochlorous acid Хлорноватистая	$HClO$	$4,0 \cdot 10^{-8}$	7,40				
Nitrous acid Азотистая	HNO_2	$5,6 \cdot 10^{-4}$	3,25				
Phosphoric Фосфорная	H_3PO_4	$6,9 \cdot 10^{-3}$	2,16	$2,6 \cdot 10^{-7}$	6,6	$4,8 \cdot 10^{-13}$	12,32
Phosphorous acid Фосфористая	H_3PO_3	$1,2 \cdot 10^{-1}$	0,92	$2,6 \cdot 10^{-7}$	6,6		
Sulfurous acid Сернистая	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,2		

Appendix 3 (Приложение 3)

Standard oxidation-reduction potentials of some metals
Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы некоторых металлов

Ox / Red	E^0, B E, V	Ox / Red	E^0, B E, V	Ox / Red	E^0, B E, V	Ox / Red	E^0, B E, V	Ox / Red	E^0, B E, V
Li^+ / Li	-3,04	Mn^{2+} / Mn	-1,17	$2H^+ / H_2$	0,00	$Br_2 / 2Br^-$	+1,09	MnO_4^- / MnO_4^{2-}	+0,56
Cs^+ / Cs	-2,92	V^{3+} / V	-0,87	Sn^{4+} / Sn	+0,02	BrO_3^- / Br^-	+0,61	MnO_4^- / Mn^{2+}	+1,52
K^+ / K	-2,92	Zn^{2+} / Zn	-0,76	Sb^{3+} / Sb	+0,20	$Cl_2 / 2Cl^-$	+1,36	NO_3^- / NO_2^-	+0,84
Rb^+ / Rb	-2,92	Cr^{3+} / Cr	-0,74	Bi^{3+} / Bi	+0,32	ClO_3^- / Cl^-	+1,19	NO_3^- / NH_4^+	+0,87
Ba^{2+} / Ba	-2,91	Fe^{2+} / Fe	-0,44	Cu^{2+} / Cu	+0,34	ClO_4^- / ClO_3^-	+1,21	SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	+0,20
Sr^{2+} / Sr	-2,89	Cd^{2+} / Cd	-0,40	Cu^+ / Cu	+0,52	ClO_4^- / Cl^-	+1,28	SeO_4^{2-} / SeO_3^{2-}	+0,05
Ca^{2+} / Ca	-2,84	In^{3+} / In	-0,34	Rh^{3+} / Rh	+0,76	Cr^{3+} / Cr^{2+}	-0,41	Sn^{4+} / Sn^{2+}	+0,15
Na^+ / Na	-2,71	Ti^{3+} / Ti	-0,33	Ag^+ / Ag	+0,80	$Cr_2O_7^{2-} / 2Cr^{3+}$	+1,33	Ti^{3+} / Ti^{2+}	-0,37
Mg^{2+} / Mg	-2,36	Co^{2+} / Co	-0,28	Hg^{2+} / Hg	+0,85	$F_2 / 2F^-$	+2,77	TiO^{2+} / Ti^{3+}	+0,12
Be^{2+} / Be	-1,97	Ni^{2+} / Ni	-0,26	Pd^{2+} / Pd	+0,91	Fe^{3+} / Fe^{2+}	+0,77	TiO^{2+} / Ti	-0,89
Al^{3+} / Al	-1,66	Sn^{2+} / Sn	-0,14	Pt^{2+} / Pt	+1,19	FeO_4^{2-} / Fe^{3+}	>+1,9	V^{3+} / V^{2+}	-0,25
Ti^{2+} / Ti	-1,63	Pb^{2+} / Pb	-0,13	Au^{3+} / Au	+1,52	$I_2 / 2I^-$	+0,54	VO^{2+} / V^{3+}	+0,34
V^{2+} / V	-1,18	Fe^{3+} / Fe	-0,04	Au^+ / Au	+1,83	IO_3^- / I^-	+1,08	VO_4^{3-} / VO^+	+1,20

Appendix 4 (Приложение 4)

Oxidation-reduction potentials of hydrogen, oxygen and some metals
in different environments

Окислительно-восстановительные потенциалы водорода, кислорода
и некоторых металлов в разных средах

Кислота / Acid (pH = 0)	E^0 , V	Вода / Water (pH = 7)	E , V	Щелочь / Base (pH = 14)	E^0 , V
$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	0,00	$2\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$	-0,41	$2\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$	-0,83
$\text{O}_2 / 2\text{H}_2\text{O}$	+1,22	$\text{O}_2 / 4\text{OH}^-$	+0,81	$\text{O}_2 / 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	-1,66	$\text{Al}(\text{OH})_3 / \text{Al}$	-1,88	$\text{AlO}_2^- / \text{Al}$	-2,36
$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	+1,21	BiO^+ / Bi	-0,04	$\text{Bi}_2\text{O}_3 / \text{Bi}$	-0,45
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0,40	$\text{Cd}(\text{OH})_2 / \text{Cd}$	-0,41	$\text{Cd}(\text{OH})_2 / \text{Cd}$	-0,82
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	-0,28	$\text{Co}(\text{OH})_2 / \text{Co}$	-0,32	$\text{Co}(\text{OH})_2 / \text{Co}$	-0,73
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	-0,74	$\text{Cr}(\text{OH})_3 / \text{Cr}$	-0,93	$\text{CrO}_2^- / \text{Cr}$	-1,32
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,34	$\text{Cu}(\text{OH})_2 / \text{Cu}$	+0,19	$\text{Cu}(\text{OH})_2 / \text{Cu}$	-0,22
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	-0,44	$\text{Fe}(\text{OH})_2 / \text{Fe}$	-0,46	$\text{Fe}(\text{OH})_2 / \text{Fe}$	-0,87
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	-2,36	$\text{Mg}(\text{OH})_2 / \text{Mg}$	-2,38	$\text{Mg}(\text{OH})_2 / \text{Mg}$	-2,69
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,25	$\text{Ni}(\text{OH})_2 / \text{Ni}$	-0,30	$\text{Ni}(\text{OH})_2 / \text{Ni}$	-0,72
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	-0,13	$\text{Pb}(\text{OH})_2 / \text{Pb}$	-0,14	$\text{PbO}_2^{2-} / \text{Pb}$	-0,54
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	-0,14	$\text{Sn}(\text{OH})_2 / \text{Sn}$	-0,50	$\text{SnO}_2^{2-} / \text{Sn}$	-0,91
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76	$\text{Zn}(\text{OH})_2 / \text{Zn}$	-0,81	$\text{ZnO}_2^{2-} / \text{Zn}$	-1,22

Appendix 5 (Приложение 5)

Solubility of salts and bases in water Растворимость солей и оснований в воде

Анионы→ Катионы ↓	Анионы												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
Na ⁺ , K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	—	—	P	P	H	—	H	M
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	—	—	P	P	H	—	H	P
Mn ²⁺ , Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co ²⁺ , Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	—	—	—	P	P	H	H	H	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg ²⁺	—	—	P	M	H	H	H	P	P	H	H	—	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag ⁺	—	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	—	P	—	H	—	—	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	—	P

Remarks: **P** – soluble, **H** – insoluble, «—» – do not exist in water solutions.

Примечание: **P** – растворимые, **H** – нерастворимые, «—» – в водных растворах не существуют.

Literature

Библиографический список

1. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл–Пресс, 2009. – 728 с.
2. Polsen, T. Introduction to Chemistry. / Tracy Polsen. – Create Space Independent Publishing Platform, 2014. – 300 p.
3. Moore, John T. Chemistry essentials for dummies / John T. Moore. – Wiley Publishing, Inc., 2010. – 195 p.
4. Zumdahle, Stefen S., Zumdahle, Susan A. Chemistry / Stefen S. Zumdahle, Susan A. Zumdahle. – 9-th edition. – Boston, New York : Houghton Miffling Company, 2014. – 1200 p.

Оглавление

Chapter I. Chemical language	3
Глава I. Химический язык	3
1.1. Chemical elements	3
1.1. Химические элементы	3
1.2. Chemical compounds and chemical formulas.	10
1.2. Химические соединения и химические формулы.....	10
1.3. Chemical reactions and chemical equations	22
1.3. Химические реакции и химические уравнения.....	22
Chapter 2. Atom structure of chemical elements. The periodic table.....	26
Глава 2. Строение атомов элементов. Периодическая таблица	26
2.1. Atom structure of chemical elements.....	26
2.1. Строение атомов химических элементов	26
2.2. The structure of the periodic table	38
2.2. Структура периодической таблицы	38
2.3. Some characteristics of atoms of elements	43
2.3. Некоторые характеристики атомов элементов	43
2.4. The use of the periodic table for prediction of properties of elements and their compounds	47
2.4. Использование периодической таблицы для предсказания свойств элементов и их соединений.....	47
Chapter 3. Arrenius's classification of compounds.	55
Features of reactions in aqueous solutions	55
Глава 3. Классификация веществ по Аррениусу.	55
Особенности реакций в водных растворах	55
3.1. Solutions.....	55
3.1. Растворы.....	55
3.2. Electrolytes.....	58
Theory of electrolytic dissociation.....	58
3.2. Электролиты.	58
Теория электролитической диссоциации	58
3.3. Arrenius's classification of compounds.....	62
3.3. Классификация соединений по Аррениусу	62
3.4. Ionic equations	66
3.4. Ионные уравнения	66
Chapter 4. Chemical equilibrium	71
Глава 4. Химическое равновесие	71
4.1. State of equilibrium. Equilibrium constants	71
4.1. Состояние равновесия. Константы равновесия	71
4.2. Factors affecting chemical equilibrium. Le Chatelier's principle	80

4.2. Факторы, влияющие на равновесие. Принцип Ле Шателье	80
4.3. Special equilibrium constants in aqueous solutions.....	85
4.3. Особые константы равновесия в водных растворах.....	85
Chapter 5. Precipitation reactions	95
and acid-base reactions.....	95
Глава 5. Реакции образования осадков	95
и кислотно-основные реакции	95
5.1. Precipitation reactions.....	95
5.1. Реакции образования осадков.....	95
5.2. Acid-base reactions	96
5.2. Кислотно-основные реакции.....	96
5.3. Hydrolysis	103
5.3. Гидролиз	103
Chapter 6. Oxidation-reduction reactions	107
Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции	107
6.1. Oxidation numbers.....	109
6.1. Степени окисления	109
6.2. Equations of redox reactions.....	112
6.2. Уравнения окислительно-восстановительных реакций	112
Chapter 7. Electrochemistry	123
Глава 7. Электрохимия.....	123
7.1. Galvanic Cells.....	123
7.1. Гальванические элементы	123
7.2. Electrode potentials.....	129
7.2. Электродные потенциалы	129
7.3. Electrolysis.....	138
7.3. Электролиз.....	138
Chapter 8. Metal oxidation and corrosion.....	148
Глава 8. Окисление металлов и коррозия	148
8.1. The activity series of metals.....	148
8.1. Ряд активности металлов.....	148
8.2. Reaction of metals with aqueous solutions of acids,	150
alkalies and water	150
8.2. Реакции металлов с водными растворами кислот,	150
щелочей и с водой	150
8.3. Corrosion of metals.....	155
8.3. Коррозия металлов.....	155
Homeworks	162
Домашние задания.....	162
Homework № 1.....	162

Домашнее задание № 1	162
Homework № 2.....	167
Домашнее задание № 2	167
Appendix	173
Приложение	173
Literature	178
Библиографический список.....	178

Учебное издание

Соловьёва Галина Владимировна
Неволина Ольга Алексеевна
Берсенёва Татьяна Сергеевна
Мустаева Ирина Александровна

ОБЩАЯ ХИМИЯ. БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ
GENERAL CHEMISTRY. BASIC LEVEL

Редактор англ. текста Т. С. Берсенёва
Редактор М. А. Терновая

Подписано в печать 06.02.2017. Формат 70×100/16.
Бумага писчая. Цифровая печать. Усл. печ. л. 14,8.
Уч.-изд. л. 8,3. Тираж 50 экз. Заказ 41.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5
Тел.: 8 (343) 357-48-25, 375-46-85, 374-19-41
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620075, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел. 8 (343) 350-56-64, 350-90-13
Факс: 8 (343) 358-93-06
E-mail: press-urfu@mail.ru

Для заметок

Для заметок

